QUÍMICA DE BROWN

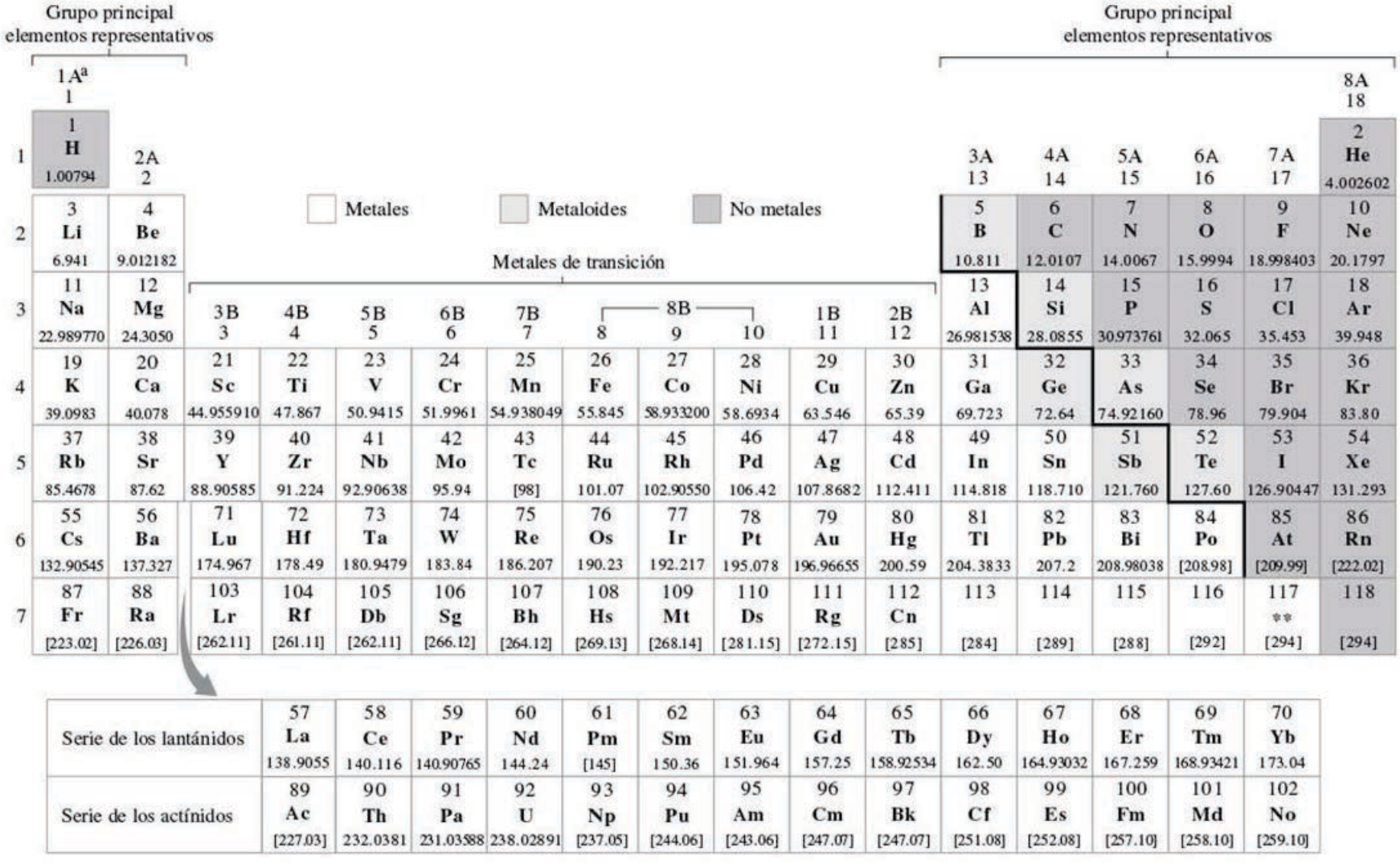
para cursos con enfoque
por competencias

BROWN LEMAY BURSTEN MURPHY WOODWARD

ALWAYS LEARNING

PEARSON

Tabla periódica de los elementos



[a]Las leyendas que se muestran arriba (1A, 2A, etcétera) son de uso común en Estados Unidos; las que se muestran abajo (1, 2, etcétera) son las recomendadas por la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC).

Los nombres y símbolos de los elementos 113 en adelante todavía no se han determinado.

Las masas atómicas entre corchetes corresponden a la masa del isótopo más longevo o importante de los isótopos radiactivos.

Se puede obtener más información en http://www.webelements.com

** Descubierto en 2010. Actualmente, el elemento 117 está en proceso de revisión en la IUPAC.

Lista de elementos con sus símbolos y masas atómicas

Elemento	Símbolo	Número atómico	Masa atómica
Actinio	Ac	89	227.03[a]
Aluminio	Al	13	26.981538
Americio	Am	95	243.06[a]
Antimonio	Sb	51	121.760
Argón	Ar	18	39.948
Arsénico	As	33	74.92160
Astato	At	85	209.99[a]
Bario	Ba	56	137.327
Berkelio	Bk	97	247.07[a]
Berilio	Be	4	9.012182
Bismuto	Bi	83	208.98038
Bohrio	Bh	107	264.12[a]
Boro	B	5	10.811
Bromo	Br	35	79.904
Cadmio	Cd	48	112.411
Calcio	Ca	20	40.078
Californio	Cf	98	251.08[a]
Carbono	C	6	12.0107
Cerio	Ce	58	140.116
Cesio	Cs	55	132.90545
Cloro	Cl	17	35.453
Cromo	Cr	24	51.9961
Cobalto	Co	27	58.933200
Copernicio	Cn	112	285
Cobre	Cu	29	63.546
Curio	Cm	96	247.07[a]
Darmstadio	Ds	110	281.15[a]
Dubnio	Db	105	262.11[a]
Disprosio	Dy	66	162.50
Einstenio	Es	99	252.08[a]
Erbio	Er	68	167.259
Europio	Eu	63	151.964
Fermio	Fm	100	257.10[a]
Flúor	F	9	18.9984032
Francio	Fr	87	223.02[a]
Gadolinio	Gd	64	157.25
Galio	Ga	31	69.723
Germanio	Ge	32	72.64
Oro	Au	79	196.96655
Hafnio	Hf	72	178.49
Hasio	Hs	108	269.13[a]
Helio	He	2	4.002602[a]
Holmio	Ho	67	164.93032
Hidrógeno	H	1	1.00794
Indio	In	49	114.818
Yodo	I	53	126.90447
Iridio	Ir	77	192.217
Hierro	Fe	26	55.845
Criptón	Kr	36	83.80
Lantano	La	57	138.9055
Lawrencio	Lr	103	262.11[a]
Plomo	Pb	82	207.2
Litio	Li	3	6.941
Lutecio	Lu	71	174.967
Magnesio	Mg	12	24.3050
Manganeso	Mn	25	54.938049
Meitnerio	Mt	109	268.14[a]
Mendelevio	Md	101	258.10[a]
Mercurio	Hg	80	200.59
Molibdeno	Mo	42	95.94
Neodimio	Nd	60	144.24
Neón	Ne	10	20.1797
Neptunio	Np	93	237.05[a]
Níquel	Ni	28	58.6934
Niobio	Nb	41	92.90638
Nitrógeno	N	7	14.0067
Nobelio	No	102	259.10[a]
Osmio	Os	76	190.23
Oxígeno	O	8	15.9994
Paladio	Pd	46	106.42
Fósforo	P	15	30.973761
Platino	Pt	78	195.078
Plutonio	Pu	94	244.06[a]
Polonio	Po	84	208.98[a]
Potasio	K	19	39.0983
Praseodimio	Pr	59	140.90765
Prometio	Pm	61	145[a]
Protactinio	Pa	91	231.03588
Radio	Ra	88	226.03[a]
Radón	Rn	86	222.02[a]
Renio	Re	75	186.207[a]
Rodio	Rh	45	102.90550
Roentgenio	Rg	111	272.15[a]
Rubidio	Rb	37	85.4678
Rutenio	Ru	44	101.07
Rutherfordio	Rf	104	261.11[a]
Samario	Sm	62	150.36
Escandio	Sc	21	44.955910
Seaborgio	Sg	106	266[a]
Selenio	Se	34	78.96
Silicio	Si	14	28.0855
Plata	Ag	47	107.8682
Sodio	Na	11	22.989770
Estroncio	Sr	38	87.62
Azufre	S	16	32.065
Tantalio	Ta	73	180.9479
Tecnecio	Tc	43	98[a]
Telurio	Te	52	127.60
Terbio	Tb	65	158.92534
Talio	Tl	81	204.3833
Torio	Th	90	232.0381
Tulio	Tm	69	168.93421
Estaño	Sn	50	118.710
Titanio	Ti	22	47.867
Tungsteno	W	74	183.84
Uranio	U	92	238.02891
Vanadio	V	23	50.9415
Xenón	Xe	54	131.293
Iterbio	Yb	70	173.04
Itrio	Y	39	88.90585
Zinc	Zn	30	65.39
Circonio	Zr	40	91.224
*[b]		113	284[a]
*[b]		114	289[a]
*[b]		115	288[a]
*[b]		116	292[a]
*[b]		117	294[a]
*[b]		118	294[a]

[a]Masa del isótopo más longevo o importante.
[b]Los nombres de los elementos del 113 en adelante todavía no se determinan.

QUÍMICA

DE BROWN

para cursos con enfoque por competencias

QUÍMICA

DE BROWN

para cursos con enfoque por competencias

THEODORE L. BROWN
University of Illinois at Urbana-Champaign

H. EUGENE LEMAY, JR.
University of Nevada, Reno

CATHERINE J. MURPHY
University of Illinois at Urbana-Champaign

BRUCE E. BURSTEN
University of Tennessee, Knoxville

PATRICK M. WOODWARD
The Ohio State University

Traducción
Ana Elizabeth García Hernández
Traductora especialista en Ciencias

Adaptación técnica
Ma. del Carmen Domínguez Reyes
Tecnológico de Estudios Superiores de Coacalco

Revisión técnica

Jaime Villanueva Sánchez
Departamento de Ingeniería Química y Bioquímica
Instituto Tecnológico de Chihuahua
México

Araceli Florido Segoviano
María del Consuelo Valenzuela Arellano
Departamento de Ciencias básicas
Instituto Tecnológico y de Estudios Superiores de Monterrey, Campus Querétaro
México

Alberto Rojas Hernández
Área de Química analítica

Jesús Alejandro López Gaona
Margarita Viniegra Ramírez
Nancy Coromoto Martín Guaregua
Patricia Villamil Aguilar
Área de Catálisis

Juan Marcos Esparza Schulz
Área de Fisicoquímica de superficies

Departamento de Química
Universidad Autónoma Metropolitana - Iztapalapa
México

PEARSON

Datos de catalogación bibliográfica

BROWN, THEODORE L.; LeMAY JR., H. EUGENE; BURSTEN, BRUCE E.; MURPHY, CATHERINE J.; WOODWARD, PATRICK M.
Química de Brown para cursos con enfoque por competencias
Primera edición
PEARSON EDUCACIÓN, México, 2014
ISBN: 978-607-32-2339-3
Área: Ciencias
Formato: 21.5 × 27.5 cm Páginas: 432

Authorized translation from the English language edition, entitled *CHEMISTRY: THE CENTRAL SCIENCE 12nd* Edition, by *THEODORE L. BROWN, H. EUGENE LeMAY JR., BRUCE E. BURSTEN, CATHERINE J. MURPHY, PATRICK M. WOODWARD,* published by Pearson Education, Inc., publishing as Prentice Hall, Copyright © 2012. All rights reserved.
ISBN 9780321696724

Traducción autorizada de la edición en idioma inglés, titulada *CHEMISTRY: THE CENTRAL SCIENCE 12ª* edición por *THEODORE L. BROWN, H. EUGENE LeMAY JR., BRUCE E. BURSTEN, CATHERINE J. MURPHY, PATRICK M. WOODWARD,* publicada por Pearson Education, Inc., publicada como Prentice Hall, Copyright © 2012. Todos los derechos reservados.

Esta edición en español es la única autorizada.

Edición en español
Dirección general: Philip De la Vega
Dirección Educación Superior: Mario Contreras
Editora sponsor: Gabriela López Ballesteros
e-mail: gabriela.lopezballesteros@pearson.com
Editor de desarrollo: Felipe Hernández Carrasco
Supervisor de Producción: José D. Hernández Garduño
Gerencia Editorial
Educación Superior Latinoamérica: Marisa de Anta

PRIMERA EDICIÓN, 2014

D.R. © 2014 por Pearson Educación de México, S.A. de C.V.
Atlacomulco 500-5o. piso
Col. Industrial Atoto
53519, Naucalpan de Juárez, Estado de México

Cámara Nacional de la Industria Editorial Mexicana. Reg. núm. 1031.

Reservados todos los derechos. Ni la totalidad ni parte de esta publicación pueden reproducirse, registrarse o transmitirse, por un sistema de recuperación de información, en ninguna forma ni por ningún medio, sea electrónico, mecánico, fotoquímico, magnético o electroóptico, por fotocopia, grabación o cualquier otro, sin permiso previo por escrito del editor.

El préstamo, alquiler o cualquier otra forma de cesión de uso de este ejemplar requerirá también la autorización del editor o de sus representantes.

ISBN VERSIÓN IMPRESA: 978-607-32-2339-3
ISBN VERSIÓN E-BOOK: 978-607-32-2340-9
ISBN E-CHAPTER: 978-607-32-2341-6

Impreso en México. *Printed in Mexico.*
1 2 3 4 5 6 7 8 9 0 - 16 15 14 13

PEARSON

A nuestros alumnos,
cuyo entusiasmo y curiosidad
a menudo nos inspiran,
y cuyas preguntas y sugerencias
en ocasiones son fuente de aprendizaje para nosotros.

CONTENIDO BREVE

Presentación xv
Prefacio xvii
Acerca de los autores 1
1 TEORÍA CUÁNTICA Y ESTRUCTURA ATÓMICA 3
2 ELEMENTOS QUÍMICOS Y SU CLASIFICACIÓN 65
3 ENLACE QUÍMICO 109
4 COMPUESTOS INORGÁNICOS Y SU NOMENCLATURA 161
5 REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA 183
6 DISOLUCIONES Y SUS UNIDADES DE CONCENTRACIÓN 227
7 ELECTROQUÍMICA 277
8 TERMOQUÍMICA 333

APÉNDICES

A OPERACIONES MATEMÁTICAS 385
B PROPIEDADES DEL AGUA 392
C CANTIDADES TERMODINÁMICAS PARA DETERMINADAS SUSTANCIAS A 298.15 K (25 °C) 393
D CONSTANTES DE EQUILIBRIO ACUOSO 396
E POTENCIALES DE REDUCCIÓN ESTÁNDAR A 25 °C 398
ÍNDICE ANALÍTICO 399

CONTENIDO

PRESENTACIÓN xv
PREFACIO xvii
Acerca de los autores 1

1 TEORÍA CUÁNTICA Y ESTRUCTURA ATÓMICA 3

1.1 ¿POR QUÉ ESTUDIAR QUÍMICA? 5

1.2 PERSPECTIVA ATÓMICA Y MOLECULAR DE LA QUÍMICA 6

1.3 CLASIFICACIONES DE LA MATERIA 7
Estados de la materia 7 Sustancias puras 8 Elementos 9 Compuestos 9 Mezclas 10

1.4 PROPIEDADES DE LA MATERIA 12
Cambios físicos y químicos 12 Separación de mezclas 14

1.5 TEORÍA ATÓMICA DE LA MATERIA 16
Átomos 16

1.6 DESCUBRIMIENTO DE LA ESTRUCTURA ATÓMICA 17
Rayos catódicos y electrones 18 Radiactividad 20 Modelo nuclear del átomo 21

1.7 CONCEPCIÓN MODERNA DE LA ESTRUCTURA ATÓMICA 22
Números atómicos, números de masa e isótopos 24

1.8 MASAS ATÓMICAS 26
Masa atómica 26

1.9 ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS: NATURALEZA ONDULATORIA DE LA LUZ 29

1.10 ENERGÍA CUANTIZADA Y FOTONES 33
Los objetos calientes y la cuantización de la energía 33 El efecto fotoeléctrico y los fotones 34

1.11 ESPECTROS DE LÍNEAS Y EL MODELO DE BOHR 35
Espectros de líneas 36 El modelo de Bohr 37 Los estados de energía del átomo de hidrógeno 37 Limitaciones del modelo de Bohr 39

1.12 COMPORTAMIENTO ONDULATORIO DE LA MATERIA 39
El principio de incertidumbre 41

1.13 MECÁNICA CUÁNTICA Y ORBITALES ATÓMICOS 43
Orbitales y números cuánticos 44

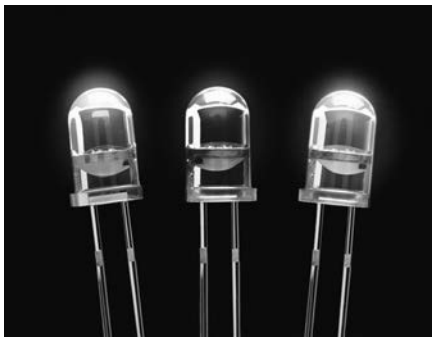
1.14 REPRESENTACIÓN DE ORBITALES 46
Orbitales *s* 46 Orbitales *p* 48 Orbitales *d* y *f* 49

1.15 ÁTOMOS POLIELECTRÓNICOS 50
Orbitales y sus energías 50 Espín electrónico y el principio de exclusión de Pauli 50

1.16 CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS 53
Regla de Hund 53 Configuraciones electrónicas condensadas 55 Metales de transición 56 Lantánidos y actínidos 56

EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN 58 EJERCICIOS DE INTEGRACIÓN 61 AUTOEVALUACIÓN 63

- LA QUÍMICA EN ACCIÓN **La química y la industria química 5**
- UNA MIRADA DE CERCA **El método científico 15**
- UNA MIRADA DE CERCA **Fuerzas básicas 24**
- UNA MIRADA DE CERCA **El espectrómetro de masas 28**
- UNA MIRADA DE CERCA **La rapidez de la luz 32**
- UNA MIRADA DE CERCA **Medición y el principio de incertidumbre 42**
- UNA MIRADA DE CERCA **Densidad de probabilidad y funciones de probabilidad radial 48**
- UNA MIRADA DE CERCA **Evidencia experimental para el espín electrónico 51**
- LA QUÍMICA EN ACCIÓN **Espín nuclear e imágenes por resonancia magnética 52**



2 ELEMENTOS QUÍMICOS Y SU CLASIFICACIÓN 65

2.1 DESARROLLO DE LA TABLA PERIÓDICA 67

2.2 CARGA NUCLEAR EFECTIVA 72

2.3 RADIO ATÓMICO Y RADIO IÓNICO 76
Tendencias periódicas de los radios atómicos 77 Tendencias periódicas de los radios iónicos 78

2.4 ENERGÍA DE IONIZACIÓN 81
Variaciones en las energías de ionización sucesivas 81 Tendencias periódicas en las primeras energías de ionización 83 Configuraciones electrónicas de iones 84

2.5 AFINIDADES ELECTRÓNICAS 86

2.6 ELECTRONEGATIVIDAD 87

2.7 COMPORTAMIENTO PERIÓDICO DE METALES, NO METALES Y METALOIDES 89
Metales 90 No metales 91 Metaloides 93

2.8 COMPORTAMIENTO DE METALES DE LOS GRUPOS 1A Y 2A 93
Grupo 1A: metales alcalinos 93
Grupo 2A: metales alcalinotérreos 96

2.9 COMPORTAMIENTO DE NO METALES DE USO COMÚN 98
Hidrógeno 98 Grupo 6A: El grupo del oxígeno 98 Grupo 7A: Halógenos 100 Grupo 8A: Gases nobles 101

EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN 104
AUTOEVALUACIÓN 106

- UNA MIRADA DE CERCA **Glenn Seaborg y el seaborgio 71**
- UNA MIRADA DE CERCA **Carga nuclear efectiva 74**
- LA QUÍMICA EN ACCIÓN **Movimiento de iones: Energía electrónica 80**
- LA QUÍMICA Y LA VIDA **El sorprendente desarrollo de los fármacos con litio 96**

3 ENLACE QUÍMICO 109

3.1 SÍMBOLOS DE LEWIS Y LA REGLA DEL OCTETO 111
Regla del octeto 111

3.2 ENLACE IÓNICO 112
Aspectos energéticos de la formación de enlaces iónicos 113 Configuraciones electrónicas de iones de los elementos de los bloques *s* y *p* 115 Iones de metales de transición 118

3.3 ENLACE COVALENTE 118
Estructuras de Lewis 119 Enlaces múltiples 120

3.4 POLARIDAD DE ENLACE Y ELECTRONEGATIVIDAD 121
Momentos dipolares 123 Distinción entre los enlaces iónicos y los enlaces covalentes 126

3.5 REPRESENTACIÓN DE LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS 127
Carga formal y estructuras de Lewis alternativas 129

3.6 ESTRUCTURAS DE RESONANCIA 132
Resonancia en el benceno 134

3.7 EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO 135
Número impar de electrones 136 Menos de un octeto de electrones de valencia 136 Más de un octeto de electrones de valencia 137

3.8 FUERZA DE ENLACES COVALENTES 138
Entalpías de enlace y las entalpías de reacciones 139 Entalpía de enlace y longitud de enlace 142

3.9 FUERZAS INTERMOLECULARES 145
Fuerzas de dispersión 146 Fuerzas dipolo-dipolo 148 Enlace de hidrógeno 148 Fuerzas ion-dipolo 152 Comparación de fuerzas intermoleculares 152

EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN 155 EJERCICIOS DE INTEGRACIÓN 158 AUTOEVALUACIÓN 159

- UNA MIRADA DE CERCA **Cálculo de energías de red: ciclo de Born-Haber 117**
- UNA MIRADA DE CERCA **Números de oxidación, cargas formales y cargas parciales reales 131**
- LA QUÍMICA EN ACCIÓN **Los explosivos y Alfred Nobel 143**
- LA QUÍMICA EN ACCIÓN **Líquidos iónicos 154**

4 COMPUESTOS INORGÁNICOS Y SU NOMENCLATURA 161

4.1 MOLÉCULAS, COMPUESTOS MOLECULARES Y FÓRMULAS QUÍMICAS 163
Fórmulas moleculares y empíricas 163

4.2 IONES Y COMPUESTOS IÓNICOS 164
Predicción de cargas iónicas 165 Compuestos iónicos 166

4.3 NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS 168
Nombres y fórmulas de compuestos iónicos 169

4.4 COMPUESTOS DEL HIDRÓGENO: ÁCIDOS 174
Nombres y fórmulas de compuestos moleculares binarios 177

4.5 COMPUESTOS DE LOS GASES NOBLES 178
EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN 180
AUTOEVALUACIÓN 181
ESTRATEGIAS EN QUÍMICA **Reconocimiento de patrones 168**

5 REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA 183

5.1 ECUACIONES QUÍMICAS 185
5.2 BALANCEO DE ECUACIONES 186
Indicación sobre el estado de los reactivos y los productos 188
5.3 TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS 190
Reacciones de combinación y descomposición 190 Reacciones de simple y doble sustitución (desplazamiento) 192 Reacciones de combustión 192
5.4 DETERMINACIÓN DE MASAS FÓRMULA 194
Masas fórmula y masas moleculares 194 Composición porcentual de fórmulas químicas 195
5.5 NÚMERO DE AVOGADRO Y MOL 197
Masa molar 198 Conversión entre masas y moles 200 Conversión entre masas y números de partículas 202
5.6 FÓRMULAS EMPÍRICAS A PARTIR DEL ANÁLISIS 204
Fórmulas moleculares a partir de fórmulas empíricas 205 Análisis por combustión 206
5.7 CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS 209
5.8 REACTIVOS LIMITANTES 214
Rendimientos teóricos 216
EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN 219
AUTOEVALUACIÓN 224
ESTRATEGIAS EN QUÍMICA **Resolución de problemas 196**
LA QUÍMICA Y LA VIDA **Monitoreo de glucosa 201**

6 DISOLUCIONES Y SUS UNIDADES DE CONCENTRACIÓN 227

6.1 CONCEPTO DE DISOLUCIÓN: PROPIEDADES GENERALES DE LAS DISOLUCIONES ACUOSAS 229
Tendencia natural hacia el mezclado 229 Efecto de las fuerzas intermoleculares en la formación de la disolución 229
6.2 TIPOS DE ELECTROLITOS 230
Compuestos iónicos en agua 232 Compuestos moleculares en agua 233 Electrolitos fuertes y débiles 233 Cambios de energía en la formación de disoluciones 234 Formación de disoluciones y reacciones químicas 237
6.3 DISOLUCIONES SATURADAS Y SOLUBILIDAD 237
6.4 FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD 239
Interacciones soluto-disolvente 240 Efectos de la presión 242 Efectos de la temperatura 244

6.5 FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES 247
Porcentaje en masa, ppm y ppb 247 Fracción molar, molaridad y molalidad 248

6.6 CONVERSIÓN ENTRE DIFERENTES UNIDADES DE CONCENTRACIÓN 250

6.7 PROPIEDADES COLIGATIVAS 253
Disminución de la presión de vapor 254 Elevación del punto de ebullición 256 Disminución del punto de congelación 258 Ósmosis 260 Determinación de la masa molar 262

6.8 COLOIDES 265
Coloides hidrofílicos e hidrofóbicos 267 Eliminación de las partículas coloidales 269

EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN 271
AUTOEVALUACIÓN 274

- UNA MIRADA DE CERCA **Hidratos 238**
- LA QUÍMICA Y LA VIDA **Vitaminas solubles en grasas y en agua 242**
- LA QUÍMICA Y LA VIDA **Gases de la sangre y buceo en aguas profundas 244**
- UNA MIRADA DE CERCA **Disoluciones ideales con dos o más componentes volátiles 256**
- UNA MIRADA DE CERCA **Propiedades coligativas de las disoluciones de electrolitos 264**
- LA QUÍMICA Y LA VIDA **Anemia de células falciformes 269**

7 ELECTROQUÍMICA 277

7.1 ESTADOS DE OXIDACIÓN Y REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN 279
La serie de actividad rédox de los metales 280

7.2 BALANCEO DE ECUACIONES RÉDOX 285
Semirreacciones 286 Balanceo de ecuaciones por el método de las semirreacciones 286 Balanceo de ecuaciones para reacciones que ocurren en una disolución básica 289

7.3 CELDAS VOLTAICAS 291

7.4 POTENCIALES DE CELDA EN CONDICIONES ESTÁNDAR 296
Potenciales estándar de reducción 297 Poder de los agentes oxidantes y reductores 301

7.5 RELACIÓN ENTRE ENERGÍA LIBRE Y REACCIONES RÉDOX 305
Fem, energía libre y constante de equilibrio 306

7.6 POTENCIALES DE CELDA EN CONDICIONES NO ESTÁNDAR 309
Ecuación de Nernst 310 Celdas de concentración 312

7.7 BATERÍAS Y CELDAS DE COMBUSTIBLE 316
Batería de plomo y ácido 316 Batería alcalina 317 Baterías de níquel-cadmio, níquel-hidruro metálico y ion litio 317 Celdas de combustible de hidrógeno 318

7.8 CORROSIÓN 320
Corrosión del hierro (orín, herrumbre) 320 Prevención de la corrosión del hierro 321

7.9 ELECTRÓLISIS 323
Aspectos cuantitativos de la electrólisis 324

EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN 328 EJERCICIOS DE INTEGRACIÓN 330 AUTOEVALUACIÓN 330

- UNA MIRADA DE CERCA **El aura del oro 285**
- UNA MIRADA DE CERCA **Trabajo eléctrico 308**
- LA QUÍMICA Y LA VIDA **Latidos cardiacos y electrocardiografía 314**
- LA QUÍMICA EN ACCIÓN **Celdas de combustible de metanol directo 319**
- LA QUÍMICA EN ACCIÓN **La electrometalurgía del aluminio 325**

8 TERMOQUÍMICA 333

8.1 TIPOS DE ENERGÍA Y UNIDADES DE MEDICIÓN 335
Energía cinética y energía potencial 335 Unidades de energía 338 Sistema y entorno 338 Transferencia de energía: trabajo y calor 339

8.2 PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA 341
Energía interna 341 Relación entre ΔE, calor y trabajo 342 Procesos endotérmicos y exotérmicos 344 Funciones de estado 344

8.3 ENTALPÍA 347

8.4 ENTALPÍAS DE REACCIÓN 351

8.5 CALORIMETRÍA 355
Capacidad calorífica y calor específico 355 Calorimetría a presión constante 356 Bomba calorimétrica (calorimetría a volumen constante) 358

8.6 ENTALPÍAS DE FORMACIÓN Y LEY DE HESS 361
Uso de las entalpías de formación para calcular las entalpías de reacción 365

8.7 ¿DE DÓNDE PROVIENE LA ENERGÍA QUE EMPLEAMOS LOS SERES HUMANOS? 370
Alimentos 370 Combustibles 372 Otras fuentes de energía 373

EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN 378 EJERCICIOS DE INTEGRACIÓN 381 AUTOEVALUACIÓN 382

- UNA MIRADA DE CERCA **Energía, entalpía y trabajo *P-V* 350**
- ESTRATEGIAS EN QUÍMICA **Uso de la entalpía como una guía 353**
- LA QUÍMICA Y LA VIDA **Regulación de la temperatura corporal 359**
- LA QUÍMICA EN ACCIÓN **Los retos científicos y políticos de los biocombustibles 374**

Apéndices

A OPERACIONES MATEMÁTICAS 385

B PROPIEDADES DEL AGUA 392

C CANTIDADES TERMODINÁMICAS PARA DETERMINADAS SUSTANCIAS A 298.15 K (25 °C) 393

D CONSTANTES DE EQUILIBRIO ACUOSO 396

E POTENCIALES DE REDUCCIÓN ESTÁNDAR A 25 °C 398

ÍNDICE ANALÍTICO 399

PRESENTACIÓN

En la educación superior el enfoque por competencias se va adoptando paulatinamente en gran parte de las instituciones académicas. Más allá de los esfuerzos que se realizan por ofrecer capacitación a los profesores, y del interés que estos muestran en prepararse para este nuevo desafío, se requiere de apoyos para comprender esta forma diferente de guiar a los alumnos en el aprendizaje.

El presente libro surge de la necesidad que existe en el nivel superior de materiales que apoyen la práctica docente y la reflexión de los estudiantes en los cursos de química, cuyos programas de estudios se basan en el enfoque por competencias.

Un segundo reto para los profesores es el cuidado con el que se deben revisar los temas de química general, en virtud de la importancia que tiene esta materia para los cursos posteriores, y como herramienta fundamental dentro de la ingeniería y las ciencias.

Química para cursos con enfoque por competencias es una adaptación de la decimosegunda edición del libro *Química, la ciencia central*, de Theodore L. Brown, H. Eugene LeMay, Jr., Bruce E. Bursten, Catherine J. Murphy y Patrick M. Woodward. Ofrece las bases de la química moderna, al tiempo que utiliza una serie de metodologías e ideas nuevas sobre cómo enseñar química. No obstante, la obra conserva las características relevantes de ediciones anteriores de *Química, la ciencia central*, las cuales le han permitido brindar a estudiantes y profesores diversos elementos que apoyan su tarea.

Los recursos gráficos se mejoraron para hacer accesible la química mediante la visualización de conceptos. Los diseños nuevos de las figuras integran más estrechamente los materiales fotográficos que ilustran los principios químicos, en tanto que la nueva sección titulada "Imagine" formula preguntas que podrán contestarse al examinar las figuras. El texto cuenta, asimismo, con descripciones de estrategias de resolución de problemas y destaca muchas aplicaciones importantes de la química en la vida cotidiana.

El libro también incluye diversos recursos que ayudarán a los estudiantes en la comprensión de los conceptos fundamentales de la química. Por ejemplo, al iniciar cada capítulo, se introducen organizadores gráficos, los cuales presentan la relación que hay entre los temas que se tratarán. Los organizadores se pueden consultar constantemente para tener una idea clara de cómo se relacionan los conceptos. Al finalizar cada capítulo, el lector podrá verificar de manera individual su comprensión de los conceptos mediante una autoevaluación.

El enfoque por competencias presentado en el libro también ayuda a los profesores a manejar los temas de cada capítulo y a guiar el trabajo de los estudiantes, mediante los problemas y ejercicios con diferentes grados de dificultad, las actividades del portafolio de evidencias y las preguntas de reflexión. De esta forma, se ofrece a los alumnos la oportunidad de analizar de forma individual y grupal su comprensión y nivel de conocimientos logrados. Por otro lado, los ejercicios de retroalimentación permiten a los profesores detectar si el concepto correspondiente se entendió realmente o si es necesario reforzarlo.

En cada capítulo se incluye también una descripción de las competencias específicas y genéricas por desarrollar.

Confiamos en que este libro será un valioso apoyo para el trabajo docente, tanto desde la disciplina de la química como desde el enfoque por competencias.

Lo nuevo en esta adaptación

El objetivo de la adaptación realizada es presentar a profesores y estudiantes un libro cuyos elementos y estructura apoyen la transición entre el enfoque conductual o por objetivos y el enfoque por competencias.

La estructura de la obra incorpora secciones específicas que ofrecen elementos para el aprendizaje en el marco del enfoque por competencias. Tales secciones se describen a continuación.

Competencias específicas y genéricas. Se enuncian las competencias específicas que los estudiantes deben desarrollar, así como las competencias genéricas que deben reforzar.

Organizador gráfico. Consiste en un diagrama donde se expresan las relaciones entre los temas que se tratarán en el capítulo, de tal manera que, desde el inicio, se ofrece una visión global de los conceptos que se revisarán.

Ejemplo introductorio. Al inicio de cada capítulo se presenta un ejemplo real donde se aplican los conceptos que se van a tratar en el capítulo.

Desarrollo teórico de los contenidos. Se presenta el desarrollo de los temas, con el apoyo de las diferentes lecturas breves y secciones de trabajo para mejorar la comprensión conceptual. Entre tales secciones, destacan las siguientes: Imagine, Piénselo un poco, Una mirada de cerca, Ejercicios resueltos, Ejercicios de práctica, La Química en acción, La Química y la vida, Ejercicios de integración resueltos y Ejercicios de retroalimentación.

Portafolios de evidencias. Consisten en una secuencia adecuada de ejercicios para la conformación de un portafolio donde se integrarán las evidencias de los logros alcanzados durante el desarrollo de las competencias.

Preguntas de reflexión. A lo largo del texto se incluyen cuestionamientos metacognitivos (es decir, referentes al dominio y la regulación que tiene un individuo de sus propios procesos cognoscitivos), con la finalidad de que el estudiante reconozca la forma como está logrando el aprendizaje.

Autoevaluación. Esta sección se encuentra al final de cada capítulo. Ofrece al estudiante la oportunidad de identificar los aspectos que resuelve con facilidad, y aquellos que requieren mayor atención y estudio.

Recursos adicionales

Dentro de las características relevantes de esta edición destacan los elementos gráficos mejorados para hacer accesible la química mediante la visualización de conceptos. En todos los capítulos del libro, se incluyen figuras o elementos gráficos acompañados de un código QR que, al ser leído o escaneado con un dispositivo móvil, permitirá al usuario observar en pantalla la imagen a todo color.

Para leer o escanear los códigos QR, es necesario descargar e instalar en un dispositivo móvil (ya sea tableta o teléfono inteligente) un programa gratuito de lectura de códigos QR.

Tanto las imágenes a todo color, como las respuestas a todos los ejercicios y a las preguntas de autoevaluación del libro están disponibles en el sitio Web:

www.pearsonenespañol.com/brown/12e_competencias

PREFACIO DE LA DECIMOSEGUNDA EDICIÓN DE QUÍMICA, LA CIENCIA CENTRAL

AL PROFESOR

Filosofía

La química es una ciencia dinámica en continuo desarrollo. Una nueva investigación conduce a novedosas aplicaciones en otros campos de la ciencia y en la tecnología. Además, las preocupaciones medioambientales y económicas generan cambios en el lugar que ocupa la química en la sociedad. Nuestro libro de texto refleja este carácter dinámico y cambiante. Esperamos que también transmita la emoción que experimentan los científicos al realizar nuevos descubrimientos que contribuyen a nuestra comprensión del mundo físico.

Constantemente se desarrollan nuevas ideas sobre cómo enseñar química, y muchas de ellas se reflejan en la forma como se organiza nuestro libro de texto y en la presentación de los temas. Como autores, deseamos que este texto sea una herramienta central, indispensable para el aprendizaje de los estudiantes. Se trata de un libro que se puede llevar a todas partes y utilizarse en cualquier momento; es una obra de referencia que pone en manos de los estudiantes la posibilidad de obtener la información necesaria para el aprendizaje, el desarrollo de habilidades y la preparación de exámenes. Al mismo tiempo, el texto ofrece las bases de la química moderna necesarias para satisfacer los intereses profesionales de los estudiantes y, en su caso, para la preparación con vistas a tomar cursos de química avanzada.

Un texto que pretenda ser eficaz como apoyo para el docente debe estar dirigido a los estudiantes. Hicimos nuestro mejor esfuerzo para mantener nuestra redacción clara e interesante, y para hacer un libro atractivo y bien ilustrado. El libro cuenta con numerosos recursos para ayudar a los estudiantes, incluyendo descripciones de estrategias de resolución de problemas cuidadosamente distribuidas. En conjunto, los autores tenemos muchos años de experiencia docente. Esperamos que esto sea evidente en nuestro ritmo de exposición, en la elección de ejemplos y materiales de estudio, y en las herramientas de motivación que hemos empleado. Creemos que los estudiantes se sienten más entusiasmados por aprender química cuando valoran la importancia que tiene esta ciencia para lograr sus propias metas y satisfacer sus intereses; por eso, hemos destacado muchas aplicaciones importantes de la química en la vida cotidiana. Esperamos que este material sea de gran utilidad para el docente.

Un libro de texto es útil para los estudiantes en la medida en que el profesor lo permite. Este libro cuenta con diversas características que ayudarán a los alumnos a aprender y que los guiarán conforme adquieran tanto la comprensión conceptual como las habilidades para resolver problemas. Sin embargo, el texto y los materiales complementarios previstos para apoyar su uso deben trabajar en conjunto con usted, el profesor. Aquí hay mucho material a disposición de los estudiantes, demasiado para que sea asimilado por cualquier alumno. Usted será la guía para el mejor uso del libro. Solo con su ayuda activa, los estudiantes podrán utilizar más eficazmente todo lo que ofrecen el libro y sus complementos. Desde luego, los estudiantes se preocupan por las calificaciones, y eso los motiva a que también se interesen en los temas y se preocupen por el aprendizaje. Por favor, considere que las secciones destacadas del libro mejorarán la apreciación del estudiante de química, como los recuadros de ***La química en acción*** y ***La química y la vida***, los cuales describen las repercusiones de la química en la vida moderna y su relación con los procesos de salud y de vida. Aprenda a utilizar amplios recursos disponibles de Internet, preste más atención a la comprensión conceptual y haga menos énfasis en la solución algorítmica de problemas.

¿Qué hay de nuevo en esta edición?

Se realizaron muchos y grandes cambios en la producción de esta edición. Se revisaron las ilustraciones de todo el libro, y se introdujeron nuevas características relacionadas con la presentación gráfica.

- Casi todas las figuras en el libro sufrieron algunas modificaciones, y se reformaron por completo cientos de figuras.

- Se hizo un esfuerzo sistemático para ubicar directamente en las figuras la información que en ediciones anteriores aparecía en los pies de figura.
- Se utilizaron ampliamente leyendas explicativas en las figuras para guiar al estudiante en la comprensión del trabajo de diseño.
- En varios lugares importantes, se modificaron las ilustraciones para transmitir la idea de progresión en el tiempo, como en las reacciones.
- Se emplearon nuevos diseños para integrar más estrechamente los materiales fotográficos en figuras que transmiten principios químicos.
- Se agregó una nueva sección titulada **IMAGINE** a aproximadamente el 40% de las figuras. Esta característica plantea al estudiante una pregunta que podrá contestar al examinar la figura. Tal ejercicio comprueba si el estudiante observó con cuidado la figura y entiende su mensaje principal. Las respuestas a las preguntas **IMAGINE** se presentan en la parte final del texto.
- Se agregaron nuevos ejercicios al final de cada capítulo, y muchos de los que se tomaron de la decimoprimera edición se revisaron de manera significativa. Los resultados de los análisis de las respuestas de los estudiantes a MasteringChemistry, el programa de tareas en línea vinculado con el libro, se utilizaron para eliminar preguntas que no parecían funcionar plenamente y para evaluar el grado en que los profesores utilizan los materiales incluidos al final de los capítulos. Con base en estos análisis, se revisaron o se eliminaron muchos ejercicios.
- Se rediseñaron las introducciones a los capítulos para mejorar la descripción de los objetivos del capítulo y su contenido.

En todo el libro, se mejoró la redacción para reforzar la claridad y el flujo de ideas, sin sacrificar la concisión ni la brevedad.

Cambios en esta edición

En las páginas xv y xvi se detallan los cambios realizados a lo largo de la nueva edición. Sin embargo, más allá de un mero listado, vale la pena detenerse en los objetivos generales que nos propusimos al diseñar la decimosegunda edición. Es una obra que tradicionalmente se ha valorado por la claridad de su redacción, su exactitud científica y su enfoque actual, sus sólidos ejercicios de final de cada capítulo, así como por su consistencia en el nivel de cobertura. Al realizar cambios, nos aseguramos de no poner en riesgo estas características. Por otro lado, también seguimos empleando un diseño claro en todo el libro.

El principal cambio sistemático en la nueva edición incluye el diseño de figuras. Es un hecho innegable que los estudiantes contemporáneos, en comparación con los de generaciones anteriores, se basan más en los materiales de aprendizaje visual; sin embargo, la parte artística de la mayoría de los libros de texto no ha evolucionado mucho. En la presente obra se cuidó mucho ese aspecto y, por otra parte, se incluye un mayor número de ilustraciones de moléculas. En esta edición, con la ayuda de un gran equipo de desarrollo editorial, se rediseñó una gran parte de las figuras con la finalidad de aumentar su potencial como herramientas de enseñanza. ¿Cómo podemos motivar a los alumnos a estudiar una figura, y cómo podemos ayudarles a aprender de ella? El primer paso es la incorporación de elementos que dirijan la atención a las características principales de la figura. El flujo de un importante aspecto hacia procesos ulteriores, en especial aquellos que implican el paso del tiempo, se enfatiza a través de nuevos diseños y mediante el uso de señales visuales y de texto. Nuestro objetivo es lograr que el estudiante tenga una perspectiva más detallada y reflexiva, a través de un amplio uso de las leyendas explicativas y otros recursos. Una nueva sección titulada **IMAGINE**, análoga a los ejercicios de **PIÉNSELO UN POCO**, que aparecieron por primera vez en la décima edición, dirige la atención hacia las ilustraciones y brinda una oportunidad a los estudiantes para juzgar si realmente captan el contenido de la figura. También descubrimos formas nuevas y más eficaces para mostrar tendencias y relaciones en figuras que implican presentaciones de datos.

Los ensayos titulados ***Estrategias en química***, los cuales asesoran a los alumnos en la resolución de problemas y los alientan a "pensar como químicos", siguen siendo una característica importante. Las secciones **PIÉNSELO UN POCO**, que se introdujeron en la décima edición, han demostrado tener gran aceptación, por lo que hemos perfeccionado su uso. Estas preguntas informales y muy específicas dan a los estudiantes la oportunidad de poner a prueba su comprensión de los temas, conforme leen.

En esta edición se sigue haciendo hincapié en los ejercicios conceptuales presentados al final de los capítulos. La categoría de ejercicios de visualización de conceptos se conserva en esta edición. Tales ejercicios están diseñados para facilitar la comprensión de los conceptos a través del uso de modelos, gráficas y otros materiales visuales; preceden a los ejercicios regulares de fin de capítulo y se identifican en cada caso con el número de la sección del capítulo correspondiente. Los **EJERCICIOS DE INTEGRACIÓN** brindan a los estudiantes la oportunidad de resolver problemas que combinan los conceptos de cada capítulo con los de capítulos anteriores. La importancia de la solución de un problema de integración se destaca en el **EJERCICIO DE INTEGRACIÓN RESUELTO**, con el cual termina cada capítulo. En general, incluimos más ejercicios conceptuales y nos aseguramos de que haya una buena representación de los ejercicios un tanto más difíciles, para así lograr una mejor combinación en cuanto a temática y nivel de dificultad.

Nuevos ensayos en nuestras bien recibidas secciones ***La química en acción*** y ***La química y la vida*** hacen hincapié en los acontecimientos mundiales, descubrimientos científicos y avances médicos que se han producido desde la publicación de la decimoprimera edición. Conservamos nuestro enfoque en los aspectos positivos de la química, sin dejar de lado los problemas que surgen en un mundo donde cada vez prevalece más la tecnología. Nuestro objetivo es ayudar a los estudiantes a apreciar la perspectiva del mundo real de la química y cómo incide en sus vidas.

AL ESTUDIANTE

Nuestro objetivo al escribir este libro, fue hacer una presentación moderna de la química. De hecho, su profesor nos contrató como autores para ayudarle a aprender química. Con base en los comentarios de los estudiantes y profesores que han utilizado este libro en sus ediciones anteriores, creemos que hemos hecho un buen trabajo. Desde luego, esperamos que el texto continúe evolucionando en futuras ediciones. Le invitamos a escribir para decirnos lo que le gusta del libro, de modo que sepamos en qué aspectos le hemos ayudado más. Además, nos gustaría aprender de las deficiencias para mejorar aún más el libro en la siguiente edición. Nuestras direcciones electrónicas se encuentran al final del prefacio.

Consejos para aprender y estudiar química

Aprender química requiere la asimilación de muchos conceptos y el desarrollo de habilidades analíticas. Este libro le ofrece numerosas herramientas que le ayudarán a tener éxito en ambas tareas. Para tener éxito en su curso de química, tendrá que desarrollar buenos hábitos de estudio. Los cursos de ciencias y, en particular, de química exigen diferentes habilidades de aprendizaje que otros tipos de cursos. Le ofrecemos los siguientes consejos para tener éxito en su estudio de la química:

¡No se atrase! A medida que el curso avanza, los nuevos temas se construirán con el material que ya se ha presentado. Si no se mantienen al corriente en su lectura y resolución de problemas, encontrará que es mucho más difícil seguir las clases y el análisis de los temas actuales. Los profesores experimentados saben que los estudiantes que leen las secciones pertinentes del libro *antes* de venir a una clase aprenden más y mantienen un mayor recuerdo del material. Atiborrarse de información justo antes de un examen ha demostrado ser un medio ineficaz para estudiar cualquier tema, incluida la química. Así que ya lo sabe. ¿Qué tan importante es para usted en este mundo competitivo una buena calificación en química?

Concéntrese en su estudio. La cantidad de información que se espera que aprenda a veces parece abrumadora. Es esencial reconocer los conceptos y las habilidades que son particularmente importantes. Preste atención a lo que su profesor enfatiza. Conforme trabaje con los **EJERCICIOS RESUELTOS** y las tareas, trate de ver en qué principios generales y habilidades se basan. Utilice la sección ***A continuación*** al inicio de cada capítulo para orientarse en relación con lo que es importante en cada capítulo. Una sola lectura de un capítulo no es suficiente para el éxito en el aprendizaje de los conceptos de los capítulos y en el desarrollo de las habilidades de resolución de problemas. Tendrá que repasar los materiales asignados más de una vez. No se salte las secciones **PIÉNSELO UN POCO** ni las preguntas bajo el título **IMAGINE**, como tampoco los **EJERCICIOS RESUELTOS** y los **EJERCICIOS DE PRÁCTICA**. Estos son sus guías que le indicarán si usted realmente está aprendiendo el material. Las **HABILIDADES CLAVE** y las **ECUACIONES CLAVE** al final del capítulo le ayudarán a enfocar su estudio.

Mantenga buenos apuntes de clase. Sus notas de clase llevarán un registro claro y conciso de lo que su profesor considera como el material más importante para aprender. Usar las notas de clase junto con este libro es la mejor manera de determinar qué material debe estudiar.

Revise los temas en el libro antes de asistir a la clase donde serán tratados. La revisión de un tema antes de una clase le facilitará la labor de tomar buenas notas. Primero lea las secciones ***A continuación*** y el **RESUMEN** de fin de capítulo y luego lea rápidamente el capítulo, saltándose los ejercicios resueltos y las secciones adicionales. Preste atención a los títulos de las secciones y apartados que dan una idea del alcance del tema. Trate de no pensar en que hay que aprender y entender todo de inmediato.

Después de clase, lea detenidamente los temas tratados. Al leer, preste atención a los conceptos presentados y a su aplicación en los ejercicios resueltos. Una vez que cree que entiende un ejercicio resuelto, compruebe su comprensión trabajando con el **EJERCICIO DE PRÁCTICA** que lo acompaña.

Aprenda el lenguaje de la química. Al estudiar química, se encontrará con muchas palabras nuevas. Es importante prestar atención a esos términos y conocer sus significados o las entidades a que se refieren. Saber identificar las sustancias químicas por sus nombres es una habilidad importante, ya que le ayudará a evitar errores en los exámenes. Por ejemplo, "cloro" y "cloruro" se refieren a sustancias muy diferentes.

Trate de resolver los ejercicios asignados de fin de cada capítulo. Trabajar los ejercicios seleccionados por el profesor brinda la práctica necesaria para recordar y usar las ideas esenciales del capítulo. Es imposible aprender con el solo hecho de observar; más bien, hay que convertirse en un participante. Sin embargo, si se queda detenido en un ejercicio, obtenga la ayuda de su profesor, su adjunto o un compañero. Invertir más de 20 minutos en un solo ejercicio no suele ser eficaz, a menos que se trate de uno particularmente difícil.

El balance final es trabajar arduamente, estudiar con eficacia y utilizar las herramientas a su disposición, incluyendo este libro de texto. Queremos ayudarle a aprender más acerca del mundo de la química y a reconocer por qué la química es la ciencia central. Si realmente aprende química, podrá ser el alma de la fiesta, impresionar a sus amigos y padres, y… bueno, también aprobar el curso con una buena calificación.

RECONOCIMIENTOS

La producción de un libro de texto es un esfuerzo de equipo que requiere la participación de muchas personas, además de los autores que contribuyeron con trabajo arduo y talento para hacer realidad esta edición. Aunque los nombres de todas ellas no se presentan en la portada del libro, su creatividad, tiempo y apoyo han sido fundamentales en todas las etapas de su desarrollo y producción.

Cada uno de nosotros se ha beneficiado en gran medida de las discusiones con los colegas y de la correspondencia con los profesores y estudiantes, tanto aquí como en el extranjero. Sus colegas también han contribuido enormemente al revisar nuestros materiales, compartir sus conocimientos y ofrecer sugerencias para mejorar el libro. En esta edición tuvimos la fortuna de contar con un excepcional grupo de revisores que leyeron nuestros materiales con sumo cuidado, ya sea en busca de imprecisiones técnicas o de errores tipográficos.

Revisores de la decimosegunda edición

Rebecca Barlag	Ohio University
Hafed, Bascal	University of Findlay
Donald Bellew	University of New Mexico
Elzbieta Cook	Louisiana State University
Robert Dunn	University of Kansas

Revisores técnicos de la decimosegunda edición

Rebecca Barlag	Ohio University
Kelly Beefus	Anoka-Ramsey Community College

Participantes en el grupo de enfoque de la decimosegunda edición

Robert Carter	University of Massachusetts at Boston Harbor
Tom Clayton	Knox College
Elzbieta Cook	Louisiana State University
Debra Feakes	Texas State University at San Marcos
Robert Gellert	Glendale Community College

MasteringChemistry® Participantes de la cumbre

Phil Bennett	Santa Fe Community College
Jo Blackburn	Richland College
John Bookstaver	St. Charles Community College
David Carter	Angelo State University
Doug Cody	Nassau Community College
Tom Dowd	Harper College
Palmer Graves	Florida International University
Margie Haak	Oregon State University
Brad Herrick	Colorado School of Mines
Jeff Jenson	University of Findlay
Jeff McVey	Texas State University at San Marcos

Revisores de las ediciones anteriores de *Química, la ciencia central*

S.K. Airee	University of Tennessee
John J. Alexander	University of Cincinnati
Robert Allendoerfer	SUNY Buffalo
Patricia Amateis	Virginia Polytechnic Institute and State University
Sandra Anderson	University of Wisconsin
John Arnold	University of California
Socorro Arteaga	El Paso Community College
Margaret Asirvatham	University of Colorado
Todd L. Austell	University of North Carolina, Chapel Hill
Melita Balch	University of Illinois at Chicago
Rosemary Bartoszek-Loza	The Ohio State University
Boyd Beck	Snow College
Amy Beilstein	Centre College
Michael Hay	Pennsylvania State University
Carl Hoeger	University of California at San Diego
Kathryn Rowberg	Purdue University at Calumet
Lewis Silverman	University of Missouri at Columbia
Clyde Webster	University of California at Riverside
Troy Wood	University of Buffalo
Louis J. Kirschenbaum	University of Rhode Island
Barbara Mowery	York College
Maria Vogt	Bloomfield College
John Gorden	Auburn University
Thomas J. Greenbowe	Iowa State University
Kingston Jesudoss	Iowa State University
Daniela Kohen	Carleton University
Sergiy Kryatov	Tufts University
Jeff McVey	Texas State University at San Marcos
Michael Seymour	Hope College
Matthew Stoltzfus	The Ohio State University
Gary Michels	Creighton University
Bob Pribush	Butler University
Al Rives	Wake Forest University
Joel Russell	Oakland University
Greg Szulczewski	University of Alabama, Tuscaloosa
Matt Tarr	University of New Orleans
Dennis Taylor	Clemson University
Harold Trimm	Broome Community College
Emanuel Waddell	University of Alabama, Huntsville
Kurt Winklemann	Florida Institute of Technology
Klaus Woelk	University of Missouri, Rolla
Steve Wood	Brigham Young University
Victor Berner	New Mexico Junior College
Narayan Bhat	University of Texas, Pan American
Merrill Blackman	United States Military Academy
Salah M. Blaih	Kent State University
James A. Boiani	SUNY Geneseo
Leon Borowski	Diablo Valley College
Simon Bott	University of Houston
Kevin L. Bray	Washington State University
Daeg Scott Brenner	Clark University
Gregory Alan Brewer	Catholic University of America
Karen Brewer	Virginia Polytechnic Institute and State University
Edward Brown	Lee University
Gary Buckley	Cameron University
Carmela Byrnes	Texas A&M University
B. Edward Cain	Rochester Institute of Technology

Kim Calvo
Donald L. Campbell
Gene O. Carlisle
Elaine Carter
Robert Carter
Ann Cartwright
David L. Cedeño
Dana Chatellier
Stanton Ching
Paul Chirik
William Cleaver
Beverly Clement
Robert D. Cloney
John Collins
Edward Werner Cook

Elzbieta Cook
Enriqueta Cortez
Thomas Edgar Crumm
Dwaine Davis
Ramón López de la Vega
Nancy De Luca

Angel de Dios
John M. DeKorte
Daniel Domin
James Donaldson
Bill Donovan
Stephen Drucker
Ronald Duchovic

David Easter
Joseph Ellison
George O. Evans II
James M. Farrar
Gregory M. Ferrence
Clark L. Fields
Jennifer Firestine
Jan M. Fleischner
Paul A. Flowers
Michelle Fossum
Roger Frampton
Joe Franek
David Frank
Cheryl B. Frech
Ewa Fredette
Kenneth A. French
Karen Frindell
John I. Gelder
Paul Gilletti
Peter Gold
Eric Goll
James Gordon
Thomas J. Greenbowe
Michael Greenlief
Eric P. Grimsrud
John Hagadorn
Randy Hall
John M. Halpin
Marie Hankins
Robert M. Hanson
Daniel Haworth
Inna Hefley
David Henderson

University of Akron
University of Wisconsin
Texas A&M University
Los Angeles City College
University of Massachusetts
San Jacinto Central College
Illinois State University
University of Delaware
Connecticut College
Cornell University
University of Vermont
Blinn College
Fordham University
Broward Community College
Tunxis Community Technical College
Louisiana State University
South Texas College
Indiana University of Pennsylvania
Forsyth Tech Community College
Florida International University
University of Massachusetts, Lowell North Campus
Georgetown University
Glendale Community College
Tennessee State University
University of Toronto
University of Akron
University of Wisconsin-Eau Claire
Indiana University-Purdue University at Fort Wayne
Southwest Texas State University
United States Military Academy
East Carolina University
University of Rochester
Illinois State University
University of Northern Colorado
Lindenwood University
College of New Jersey
University of North Carolina at Pembroke
Laney College
Tidewater Community College
University of Minnesota
California State University
University of Central Oklahoma
Moraine Valley College
Blinn College
Santa Rosa Junior College
Oklahoma State University
Mesa Community College
Pennsylvania State University
Brookdale Community College
Central Methodist College
Iowa State University
University of Missouri
Montana State University
University of Colorado
Louisiana State University
New York University
University of Southern Indiana
St. Olaf College
Marquette University
Blinn College
Trinity College

Paul Higgs
Carl A. Hoeger
Gary G. Hoffman
Deborah Hokien
Robin Horner
Roger K. House
Michael O. Hurst
William Jensen
Janet Johannessen
Milton D. Johnston, Jr.
Andrew Jones
Booker Juma
Ismail Kady
Siam Kahmis
Steven Keller
John W. Kenney
Neil Kestner
Leslie Kinsland
Louis J. Kirschenbaum
Donald Kleinfelter
David Kort
George P. Kreishman
Paul Kreiss
Manickham Krishnamurthy
Brian D. Kybett
William R. Lammela
John T. Landrum
Richard Langley
N. Dale Ledford
Ernestine Lee
David Lehmpuhl
Robley J. Light
Donald E. Linn, Jr.

David Lippmann
Patrick Lloyd
Encarnacion Lopez
Arthur Low
Gary L. Lyon
Preston J. MacDougall
Jeffrey Madura
Larry Manno
Asoka Marasinghe
Earl L. Mark
Pamela Marks
Albert H. Martin
Przemyslaw Maslak
Hilary L. Maybaum
Armin Mayr
Marcus T. McEllistrem
Craig McLauchlan
William A. Meena
Joseph Merola

Stephen Mezyk
Eric Miller
Gordon Miller
Shelley Minteer
Massoud (Matt) Miri
Mohammad Moharerrzadeh
Tracy Morkin
Barbara Mowery
Kathleen E. Murphy
Kathy Nabona
Robert Nelson
Al Nichols

Barry University
University of California, San Diego
Florida International University
Marywood University
Fayetteville Tech Community College
Moraine Valley College
Georgia Southern University
South Dakota State University
County College of Morris
University of South Florida
Southern Alberta Institute of Technology
Fayetteville State University
East Tennessee State University
University of Pittsburgh
University of Missouri
Eastern New Mexico University
Louisiana State University
University of Louisiana
University of Rhode Island
University of Tennessee, Knoxville
George Mason University
University of Cincinnati
Anne Arundel Community College
Howard University
University of Regina
Nazareth College
Florida International University
Stephen F. Austin State University
University of South Alabama
Utah State University
University of Southern Colorado
Florida State University
Indiana University-Purdue University Indianapolis
Southwest Texas State
Kingsborough Community College
Miami Dade College, Wolfson
Tarleton State University
Louisiana State University
Middle Tennessee State University
Duquesne University
Triton College
Moorhead State University
ITT Technical Institute
Arizona State University
Moravian College
Pennsylvania State University
ThinkQuest, Inc.
El Paso Community College
University of Wisconsin
Illinois State University
Valley College
Virginia Polytechnic Institute and State University
California State University
San Juan College
Iowa State University
Saint Louis University
Rochester Institute of Technology
Bowie State University
Emory University
Yorktown, VA
Daemen College
Austin Community College
Georgia Southern University
Jacksonville State University

Ross Nord	Eastern Michigan University
Jessica Orvis	Georgia Southern University
Mark Ott	Jackson Community College
Jason Overby	College of Charleston
Robert H. Paine	Rochester Institute of Technology
Robert T. Paine	University of New Mexico
Sandra Patrick	Malaspina University College
Mary Jane Patterson	Brazosport College
Tammi Pavelec	Lindenwood University
Albert Payton	Broward Community College
Christopher J. Peeples	University of Tulsa
Kim Percell	Cape Fear Community College
Gita Perkins	Estrella Mountain Community College
Richard Perkins	University of Louisiana
Nancy Peterson	North Central College
Robert C. Pfaff	Saint Joseph's College
John Pfeffer	Highline Community College
Lou Pignolet	University of Minnesota
Bernard Powell	University of Texas
Jeffrey A. Rahn	Eastern Washington University
Steve Rathbone	Blinn College
Scott Reeve	Arkansas State University
John Reissner	University of North Carolina
Helen Richter	University of Akron
Thomas Ridgway	University of Cincinnati
Mark G. Rockley	Oklahoma State University
Lenore Rodicio	Miami Dade College
Amy L. Rogers	College of Charleston
Jimmy R. Rogers	University of Texas at Arlington
Steven Rowley	Middlesex Community College
James E. Russo	Whitman College
Theodore Sakano	Rockland Community College
Michael J. Sanger	University of Northern Iowa
Jerry L. Sarquis	Miami University
James P. Schneider	Portland Community College
Mark Schraf	West Virginia University
Gray Scrimgeour	University of Toronto
Paula Secondo	Western Connecticut State University
Kathy Thrush Shaginaw	Villanova University
Susan M. Shih	College of DuPage
David Shinn	University of Hawaii at Hilo
Vince Sollimo	Burlington Community College
David Soriano	University of Pittsburgh-Bradford
Eugene Stevens	Binghamton University
James Symes	Cosumnes River College
Iwao Teraoka	Polytechnic University
Kathy Thrush	Villanova University
Domenic J. Tiani	University of North Carolina, Chapel Hill
Edmund Tisko	University of Nebraska at Omaha
Richard S. Treptow	Chicago State University
Michael Tubergen	Kent State University
Claudia Turro	The Ohio State University
James Tyrell	Southern Illinois University
Michael J. Van Stipdonk	Wichita State University
Philip Verhalen	Panola College
Ann Verner	University of Toronto at Scarborough
Edward Vickner	Gloucester County Community College
John Vincent	University of Alabama
Maria Vogt	Bloomfield College
Tony Wallner	Barry University
Lichang Wang	Southern Illinois University
Thomas R. Webb	Auburn University
Karen Weichelman	University of Louisiana-Lafayette
Paul G. Wenthold	Purdue University
Laurence Werbelow	New Mexico Institute of Mining and Technology
Wayne Wesolowski	University Of Arizona
Sarah West	University of Notre Dame
Linda M. Wilkes	University at Southern Colorado
Charles A. Wilkie	Marquette University
Darren L. Williams	West Texas A&M University
Troy Wood	SUNY Buffalo
Thao Yang	University of Wisconsin
David Zax	Cornell University
Dr. Susan M. Zirpoli	Slippery Rock University

También queremos expresar nuestro agradecimiento a los miembros del equipo en muchos Pearson Prentice Hall, cuyo arduo trabajo, imaginación y compromiso han contribuido en gran medida a la forma final de esta edición: Nicole Folchetti, nuestro último editor en jefe, quien aportó energía y la imaginación no solo a esta edición, sino a las anteriores; Terry Haugen, nuestro editor de química, quien contribuyó con muchas ideas novedosas y su incansable entusiasmo, estímulo continuo y apoyo; Jennifer Hart, nuestro editor de proyectos, quien muy eficazmente coordinó la programación y el seguimiento de las etapas multidimensionales que implica un proyecto de esta magnitud; Erin Gardner, nuestro director de marketing, aportó su energía, entusiasmo e ideó la promoción creativa de nuestro libro; Irene Nunes, nuestra editora de desarrollo, cuya diligencia y cuidado en los detalles fueron de gran valor para esta revisión, quien nos ayudó en todo momento a mantenernos en la tarea en términos de consistencia y comprensión de los alumnos; Donna Mulder, nuestra correctora literaria, por su buen ojo; Gambino Greg, nuestro editor de desarrollo de arte, quien administró la compleja tarea de llevar a nuestros bocetos a la forma final y contribuyó con tantas grandes ideas para el programa de arte; y Shari Toron, nuestra gerente de proyecto, quien manejó las responsabilidades complejas del diseño, incluyendo la presentación de fotografías, figuras y texto conjuntando eficiencia y buen carácter. El personal de Pearson Prentice Hall es un equipo de primer nivel.

Hay muchas otras personas que también merecen un reconocimiento especial, incluyendo las siguientes: Eric Schrader, nuestro investigador fotográfico, que fue tan eficaz en la búsqueda de fotos para llevar la química a la vida de los estudiantes, y Roxy Wilson (University of Illinois), quien tan hábilmente coordinó la difícil tarea de encontrar soluciones a los ejercicios de fin de capítulo. Agradecemos al doctor Jannik C. Meyer de la University of Ulm, Alemania, quien nos proporcionó la imagen de alta resolución del grafeno utilizada en el diseño de la portada.

Por último, queremos agradecer a nuestras familias y amigos por su amor, apoyo, ánimo y paciencia, lo que nos condujo al buen término de esta decimosegunda edición.

Theodore L. Brown,
Departamento de Química, University of Illinois, en Urbana-Champaign
Urbana, IL 61801
tlbrown@illinois.edu
o ***tlbrown1@earthlink.net***

H. Eugene LeMay, Jr.,
Departamento de Química, University of Nevada Reno, NV 89557
lemay@unr.edu

Bruce E. Bursten,
College of Arts and Sciences University of Tennessee Knoxville, TN 37996
bbursten@utk.edu

Catherine J. Murphy,
Departamento de Química, University of Illinois en Urbana-Champaign, Urbana, IL 61801
murphycj@illinois.edu

Patrick M. Woodward,
Departamento de Química, The Ohio State University Columbus, OH 43210
woodward@chemistry.ohio-state.edu

ACERCA DE LOS AUTORES

THEODORE L. BROWN recibió su doctorado de la Universidad Estatal de Michigan en 1956. Desde entonces, ha sido miembro de la facultad de la Universidad de Illinois, en Urbana-Champaign, donde actualmente es profesor emérito de química. Se desempeñó como vicerrector de investigación y decano del Colegio de Graduados, de 1980 a 1986, y como director fundador del Arnold and Mabel Beckman Institute for Advanced Science and Technology, de 1987 a 1993. El profesor Brown fue becario de Alfred P. Sloan Foundation Research, y ha sido galardonado con la beca Guggenheim. En 1972 fue galardonado con el American Chemical Society Award for Research in Inorganic Chemistry y recibió el American Chemical Society Award por el servicio distinguido en el avance de la química inorgánica en 1993. Ha sido miembro de la American Association for the Advancement of Science, de la American Academy of Arts and Sciences y de la American Chemical Society.

H. EUGENE LEMAY, JR., recibió su grado de licenciado en ciencias químicas por la Universidad Pacific Lutheran (Washington) y su doctorado en química en 1966 por la Universidad de Illinois, en Urbana-Champaign. Entonces se incorporó a la facultad de la Universidad de Nevada, Reno, donde actualmente es profesor emérito de química. Ha sido profesor visitante de la Universidad de Carolina del Norte en Chapel Hill, en el College of Wales en Gran Bretaña y en la Universidad de California, Los Ángeles. El profesor LeMay es un maestro muy querido y eficaz, quien ha impartido clase a miles de estudiantes durante más de 40 años de docencia universitaria. Conocido por la claridad de sus clases y su sentido del humor, ha recibido varios premios por su labor docente, incluyendo el University Distinguished Teacher of the Year Award (1991) y el primer premio Regents' Teaching, otorgado por la Junta de Regentes del Estado de Nevada (1997).

BRUCE E. BURSTEN recibió su doctorado en ciencias químicas por la Universidad de Wisconsin en 1978. Después de dos años como miembro postdoctoral de la National Science Foundation en la Universidad A&M de Texas, se incorporó a la facultad de la Universidad Estatal de Ohio, donde se le otorgó el reconocimiento de Profesor Distinguido de la Universidad. En 2005, se trasladó a la Universidad de Tennessee, en Knoxville, como Profesor Distinguido de Química y decano del College of Arts and Sciences. El profesor Bursten ha sido académico en la Camille and Henry Dreyfus Foundation y miembro de la Alfred P. Sloan Foundation Research, y es miembro tanto de la American Association for the Advancement of Science como de la American Chemical Society. En el estado de Ohio recibió el University Distinguished Teaching Award en 1982 y 1996, el Arts and Sciences Student Council Outstanding Teaching Award en 1984, y el University Distinguished Scholar Award en 1990. Recibió el Spiers Memorial Prize y la medalla de la Real Sociedad de Química en 2003; también se le otorgó la Morley Medal of the Cleveland Section of the American Chemical Society en 2005. Fue presidente de la American Chemical Society en 2008. Además de su actividad docente y de servicios, el programa de investigación del profesor Bursten se centra en compuestos de metales de transición y elementos actínidos.

CATHERINE J. MURPHY obtuvo dos licenciaturas, una en química y otra en bioquímica por la Universidad de Illinois, Urbana-Champaign, en 1986. Recibió su doctorado en ciencias químicas por la Universidad de Wisconsin en 1990. Fue miembro postdoctoral de la National Science Foundation y de los National Institutes of Health en el California Institute of Technology de 1990 a 1993. En 1993, se incorporó a la facultad de la Universidad de Carolina del Sur, Columbia, donde se le otorgó el reconocimiento Guy F. Lipscomb Professor of Chemistry en 2003. En 2009 se trasladó a la Universidad de Illinois, Urbana-Champaign, ocupando la cátedra de Peter C. and Gretchen Miller Markunas Professor of Chemistry. La profesora Murphy ha recibido los siguientes cargos honoríficos por su labor docente y de investigación: Camille Dreyfus' Teacher-Scholar, miembro de la Alfred P. Sloan Foundation Research y Cottrell Scholar of the Research Corporation. Además, recibió el National Science Foundation CAREER Award y el NSF Award for Special Creativity. También ha recibido el reconocimiento USC Mortar Board Excellence in Teaching Award, el USC Golden Key Faculty Award for Creative Integration of Research and Undergraduate Teaching, el USC Michael J. Mungo Undergraduate Teaching Award, y el USC Outstanding Undergraduate Research Mentor Award. Desde 2006, la profesora Murphy ha trabajado como editora en jefe del Journal of Physical Chemistry. En 2008 fue elegida miembro de la American Association for the Advancement of Science. El programa de investigación de la profesora Murphy se centra en la síntesis y en las propiedades ópticas de los nanomateriales inorgánicos, y en la estructura local y dinámica de la doble hélice de ADN.

PATRICK M. WOODWARD recibió el grado de licenciado en química y en ingeniería en la Universidad Estatal de Idaho en 1991. Recibió su grado de maestría en ciencia de los materiales y el de doctor en ciencias químicas por la Universidad Estatal de Oregon en 1996. Pasó dos años como investigador postdoctoral en el Departamento de Física del Brookhaven National Laboratory. En 1998, se incorporó a la facultad del Departamento de Química de la Universidad Estatal de Ohio, donde actualmente imparte cátedra. Ha sido profesor visitante en la Universidad de Burdeos en Francia y en la Universidad de Sydney en Australia. El profesor Woodward ha sido miembro de la Alfred P. Sloan Foundation Research y ganador del National Science Foundation CAREER Award. Actualmente se desempeña como editor asociado del Journal of Solid State Chemistry y como director del programa Ohio REEL, un centro financiado por la NSF, cuyo objetivo es realizar auténticos experimentos de investigación en los laboratorios de las clases de química de primer y segundo años en 15 colegios y universidades del estado de Ohio. El programa de investigación del profesor Woodward se centra en la comprensión de los vínculos entre los enlaces, la estructura y las propiedades de los materiales funcionales inorgánicos en estado sólido.

Capítulo 1

Competencias

Al finalizar el presente capítulo, el estudiante habrá desarrollado las siguientes competencias específicas:

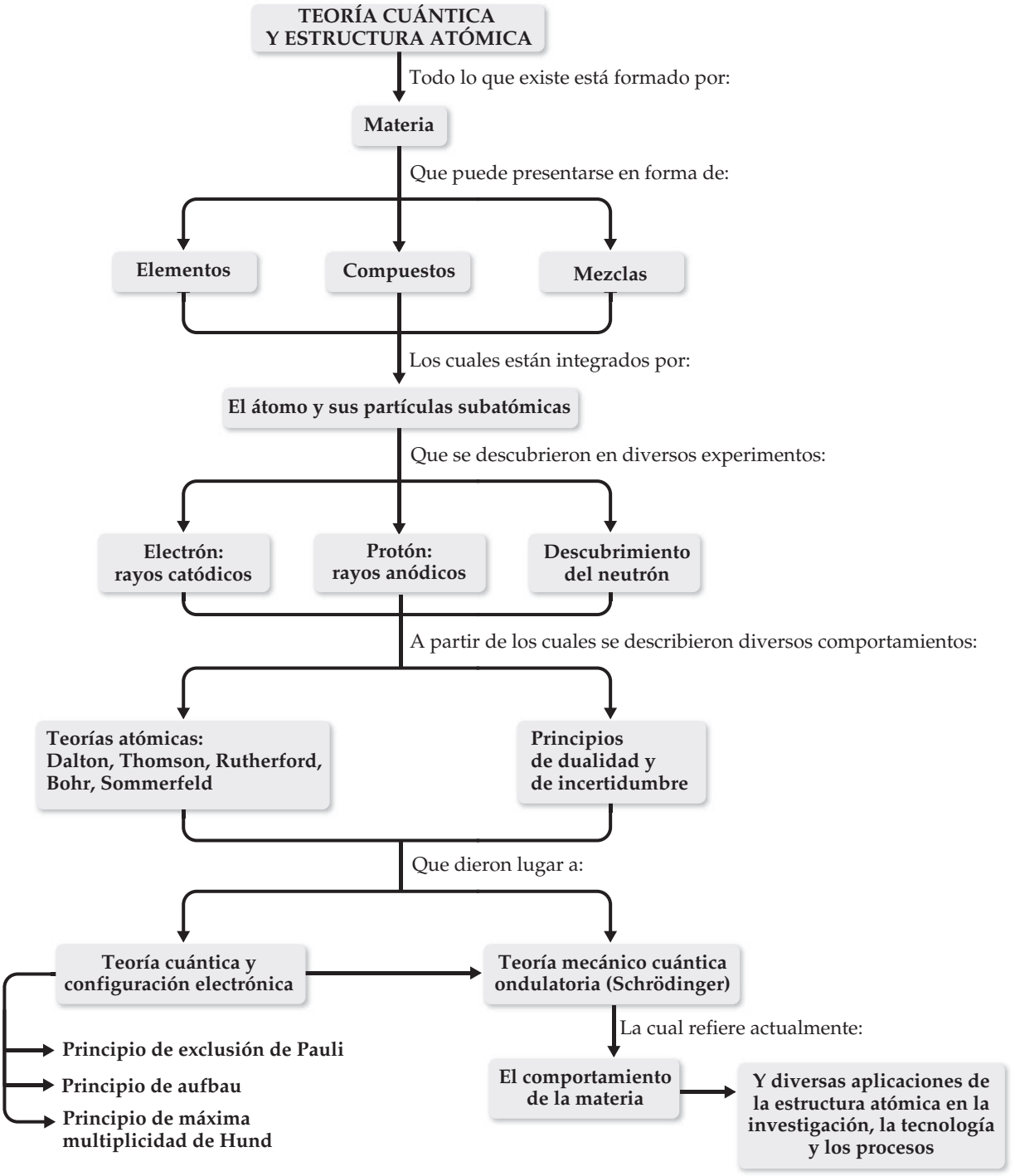
1. Comprender el concepto de química, su relación con otras ciencias y su aplicación en la investigación, la tecnología, la industria y el desarrollo sustentable de su entorno a partir de la elaboración de investigaciones, cuestionarios y mapas conceptuales que muestren la relación de la química *con otras ciencias y las aportaciones de la misma a estas ramas.*
2. Reconocer el concepto de materia y la clasificación de la misma en sustancias puras y mezclas a partir de la descripción de conceptos como átomo, molécula, elementos, compuesto, sustancia pura y mezcla. El alumno también reconocerá y aprenderá los símbolos de los elementos químicos por medio de la elaboración de organizadores gráficos.
3. Analizar la estructura del átomo e identificar las partículas subatómicas que la conforman y sus diversas interacciones para describir las bases de la reactividad química.
4. Enunciar las diversas teorías atómicas que anteceden a la teoría atómica moderna y relacionarlas con las aplicaciones científico-tecnológicas descubiertas a partir de las investigaciones de la naturaleza del átomo.
5. Identificar las partículas subatómicas y su ubicación dentro del átomo, y describirlas desde la configuración electrónica de los átomos. De esta forma, el estudiante podrá inferir la capacidad de un átomo para ceder, ganar o compartir electrones en sus interacciones con otros átomos.
6. Establecer la relación entre la naturaleza de la luz y el comportamiento de los diversos materiales con diversas aplicaciones tecnológicas, considerando los aspectos ético-científicos de su empleo.

A la vez, el estudiante debe fortalecer las siguientes competencias genéricas:

- Capacidad de aprender y actualizarse permanentemente
- Capacidad de análisis y síntesis de información
- Capacidad de trabajar en equipo
- Capacidad para aplicar los conocimientos en la práctica
- Habilidad para trabajar de forma autónoma
- Compromiso con la preservación del medio ambiente
- Compromiso con la calidad y búsqueda del logro

TEORÍA CUÁNTICA Y ESTRUCTURA ATÓMICA

La información que se analizará en este capítulo es la siguiente:



CONTENIDO:

1.1 ¿POR QUÉ ESTUDIAR QUÍMICA?

1.2 PERSPECTIVA ATÓMICA Y MOLECULAR DE LA QUÍMICA

1.3 CLASIFICACIONES DE LA MATERIA

1.4 PROPIEDADES DE LA MATERIA

1.5 TEORÍA ATÓMICA DE LA MATERIA

1.6 DESCUBRIMIENTO DE LA ESTRUCTURA ATÓMICA

1.7 CONCEPCIÓN MODERNA DE LA ESTRUCTURA ATÓMICA

1.8 MASAS ATÓMICAS

1.9 ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS: NATURALEZA ONDULATORIA DE LA LUZ

1.10 ENERGÍA CUANTIZADA Y FOTONES

1.11 ESPECTROS DE LÍNEAS Y EL MODELO DE BOHR

1.12 COMPORTAMIENTO ONDULATORIO DE LA MATERIA

1.13 MECÁNICA CUÁNTICA Y ORBITALES ATÓMICOS

1.14 REPRESENTACIÓN DE ORBITALES

1.15 ÁTOMOS POLIELECTRÓNICOS

1.16 CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

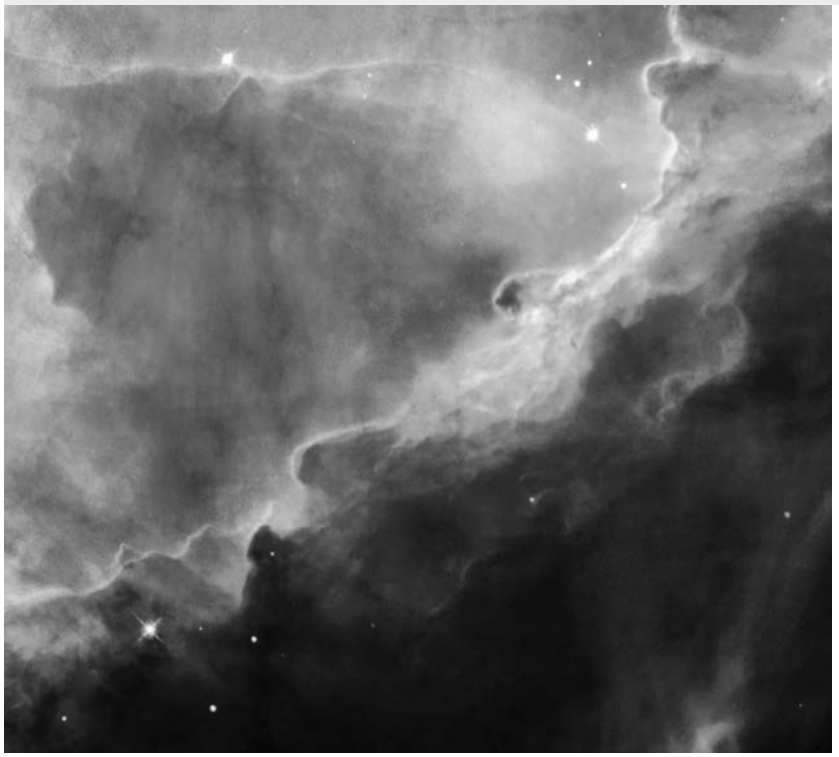


IMAGEN CAPTADA POR EL TELESCOPIO ESPACIAL HUBBLE de la nebulosa Omega, un remanente en expansión, con un ancho de 15 años luz, de una estrella supernova que explotó. Los restos destrozados de la estrella están compuestos principalmente de hidrógeno, el elemento más simple y abundante en el Universo. El hidrógeno se presenta como moléculas en las regiones frías de la nebulosa, como átomos en las zonas calientes y como iones en los lugares aún más calientes. Los procesos que ocurren dentro de las estrellas son responsables de la creación de otros elementos químicos a partir del hidrógeno.

INTRODUCCIÓN

¿ALGUNA VEZ SE HA PREGUNTADO por qué brillan las estrellas? ¿Por qué en otoño las hojas cambian de color? o ¿cómo una batería genera electricidad? ¿Se ha preguntado por qué los alimentos que se conservan fríos retardan su descomposición y cómo es que nuestro cuerpo utiliza los alimentos para vivir? La química responde a estas y muchas otras preguntas similares.

La **química** estudia la materia y los cambios que experimenta. Uno de los atractivos de aprender química es ver cómo los principios químicos se aplican a todos los aspectos de nuestras vidas, desde las actividades cotidianas, como cocinar la cena, hasta los procesos más complejos, como el desarrollo de medicamentos para curar el cáncer. Los principios químicos también se aplican en los confines de nuestra galaxia (fotografía de presentación de este capítulo), así como en nuestro entorno.

1.1 ¿POR QUÉ ESTUDIAR QUÍMICA?

La química tiene un gran impacto en nuestra vida diaria. De hecho, la química es el centro de muchas cuestiones de interés público: el mejoramiento de la atención médica, la conservación de los recursos naturales, la protección del medio ambiente y el suministro de nuestras necesidades diarias en cuanto a alimento, vestido y vivienda. Por medio de la química hemos descubierto sustancias farmacéuticas que fortalecen nuestra salud y prolongan nuestra vida. Hemos aumentado la producción de alimentos mediante el uso de fertilizantes y plaguicidas y hemos desarrollado la síntesis de plásticos y otros materiales que utilizamos en casi todas las facetas de nuestra vida, que van desde el equipo electrónico incluido en los aparatos que nos ayudan a ejercitar el cuerpo hasta materiales de construcción. Por desgracia, algunas sustancias químicas también tienen el potencial de dañar nuestra salud o el medio ambiente. Como ciudadanos y consumidores educados, es conveniente que comprendamos los profundos efectos, tanto positivos como negativos, que las sustancias químicas tienen en nuestras vidas; solo así podremos encontrar un equilibrio informado sobre su uso.

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

La química y la industria química

La química está en todas partes. Muchas personas están familiarizadas con los productos químicos comunes de uso doméstico, como los que se muestran en la ► **FIGURA 1.1**, pero pocos estamos conscientes de las dimensiones y la importancia de la industria química. Las ventas mundiales de productos químicos y otros relacionados que se fabrican en Estados Unidos representan aproximadamente $550 mil millones anuales. La industria química emplea a más del 10% de todos los científicos e ingenieros, y contribuye de manera importante en la economía estadounidense.

Cada año se producen grandes cantidades de sustancias químicas, las cuales sirven como materia prima para diversos usos, como la manufactura y el procesamiento de metales, plásticos, fertilizantes, farmacéuticos, combustibles, pinturas, adhesivos, plaguicidas, fibras sintéticas, chips microprocesadores y muchos otros productos. La ▼ **TABLA 1.1** presenta una lista de las ocho sustancias químicas más producidas en Estados Unidos.

► **FIGURA 1.1 Sustancias químicas de uso doméstico.**

TABLA 1.1 • Las ocho sustancias químicas fabricadas en mayor cantidad por la industria química estadounidense durante 2008[a]

Lugar	Sustancia química	Fórmula	Producción en 2008 (miles de millones de libras)	Usos finales principales
1	Ácido sulfúrico	H_2SO_4	71	Fertilizantes, plantas químicas
2	Etileno	C_2H_4	50	Plásticos, anticongelante
3	Cal	CaO	44	Papel, cemento, acero
4	Propileno	C_3H_6	33	Plásticos
5	Amoniaco	NH_3	21	Fertilizantes
6	Cloro	Cl_2	21	Blanqueadores, plásticos, purificación de agua
7	Ácido fosfórico	H_3PO_4	20	Fertilizantes
8	Hidróxido de sodio	NaOH	16	Producción de aluminio, jabón

[a]La mayoría de los datos provienen de *Chemical and Engineering News*, 6 de julio de 2009, pp. 53 y 56. El dato de la cal procede del Servicio Geológico de Estados Unidos (U.S. Geological Survey, USGS).

No obstante, la mayoría de los lectores estudian química no solamente para satisfacer su curiosidad o para convertirse en consumidores o ciudadanos informados, sino porque es una parte esencial de su plan de estudios.

Quizás usted cursa la licenciatura de química o tal vez estudie la carrera de biología, ingeniería química, bioquímica, industrial, electrónica, farmacología, agricultura, materiales o alguna otra relacionada. ¿Por qué tantos campos tienen un vínculo esencial con la química? La respuesta es que la química es la *ciencia central*, ya que nos permite el entendimiento fundamental de otras ciencias y tecnologías. Por ejemplo, nuestras interacciones con el mundo material generan preguntas básicas sobre los materiales que nos rodean. ¿Cuáles son sus composiciones y propiedades?, ¿cómo interactúan con nosotros y con el entorno?, ¿cómo, cuándo y por qué experimentan un cambio? Estas preguntas son importantes, ya sea que el material forme parte de una celda solar, de un pigmento utilizado por un pintor renacentista o de una criatura viva.

Al estudiar química, aprenderemos a utilizar el poderoso lenguaje y las ideas que se han desarrollado para describir y mejorar nuestra comprensión de la materia. Además, comprender la química nos permite entender mejor otras áreas de la ciencia, la tecnología y la ingeniería modernas.

REFLEXIÓN

¿Comprendo la importancia de la química como ciencia central?
¿Tengo la capacidad de describir las competencias que me brinda la química para el estudio de mi carrera profesional?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Responda al siguiente cuestionario redactando un ensayo de una cuartilla (impreso, sin faltas de ortografía y citando referencias), donde describa el interés por aprender química y el impacto que tiene en su perfil profesional.

1. ¿Qué es la química y cuál es la utilidad de esta ciencia?
2. ¿Por qué química es una asignatura básica para un gran número de licenciaturas e ingenierías?

1.2 PERSPECTIVA ATÓMICA Y MOLECULAR DE LA QUÍMICA

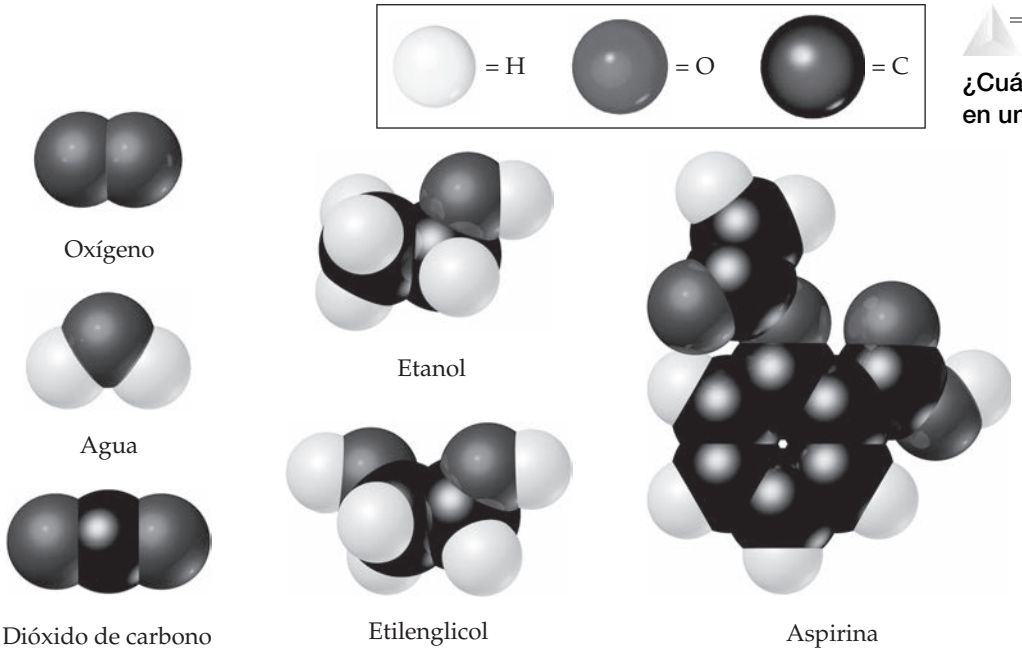
La química estudia las propiedades y el comportamiento de la materia. La **materia** es el material físico del Universo; es todo lo que tiene masa y ocupa espacio. Una **propiedad** es cualquier característica que nos permita reconocer un tipo particular de materia y distinguirla de otros tipos. Innumerables experimentos han demostrado que la enorme variedad de materia de nuestro mundo se debe a combinaciones de solo aproximadamente 100 sustancias llamadas **elementos**.

Los **átomos** son los bloques de construcción infinitesimalmente pequeños de la materia. Cada elemento se compone de un solo tipo de átomos. Veremos que las propiedades de la materia se relacionan tanto con el tipo de átomos que contiene (su *composición*) como con el arreglo de estos (su *estructura*).

Los átomos se pueden combinar para formar **moléculas** en las que dos o más átomos se unen en formas específicas. A lo largo de este libro representaremos las moléculas con esferas para mostrar cómo se enlazan entre sí sus átomos constituyentes (► **FIGURA 1.2**). Las esferas representan una forma sencilla y conveniente de distinguir los átomos de diferentes elementos. Por ejemplo, observe que las moléculas del etanol y del etilenglicol de la figura 1.2 tienen diferentes composiciones y estructuras. El etanol solo contiene un átomo de oxígeno. En contraste, el etilenglicol tiene dos átomos de oxígeno.

Incluso las diferencias aparentemente pequeñas en la composición o estructura de las moléculas pueden ocasionar grandes diferencias en sus propiedades.

Por ejemplo, el etanol, también conocido como alcohol de grano, es el alcohol de las bebidas como la cerveza y el vino, mientras que el etilenglicol es un líquido viscoso que se utiliza en los automóviles como anticongelante. Las propiedades de estas dos sustancias difieren en muchos sentidos, al igual que sus actividades biológicas. El etanol se consume alrededor del mundo, pero *nunca* se debe consumir etilenglicol debido a que es altamente tóxico. Uno de los retos que los químicos enfrentan es alterar la composición o estructura de las moléculas de forma controlada para crear nuevas sustancias con propiedades diferentes.



IMAGINE

¿Cuántos átomos de carbono hay en una molécula de aspirina?

◀ **FIGURA 1.2 Modelos moleculares.** Las esferas representan átomos de hidrógeno, carbono y oxígeno.

Todo cambio en el mundo observable, desde el agua en ebullición hasta los cambios que ocurren cuando nuestros cuerpos combaten los virus invasores, se basa en el mundo no observable de los átomos y las moléculas. Así, conforme avancemos en nuestro estudio de la química, nos encontraremos pensando en dos reinos: el reino *macroscópico* de objetos de tamaño ordinario (*macro* = grande) y el reino *submicroscópico* de átomos y moléculas. Efectuamos nuestras observaciones en el mundo macroscópico pero, para comprender ese mundo, debemos visualizar el comportamiento de los átomos y las moléculas en el nivel submicroscópico. La química es la ciencia que busca comprender las propiedades y el comportamiento de la materia mediante el estudio de las propiedades y el comportamiento de los átomos y las moléculas.

1.3 CLASIFICACIONES DE LA MATERIA

Comencemos nuestro estudio de la química analizando algunas formas fundamentales en las que se clasifica la materia. Dos formas principales de clasificar la materia son de acuerdo con su estado físico (como gas, líquido o sólido) y de acuerdo con su composición (como elemento, compuesto o mezcla).

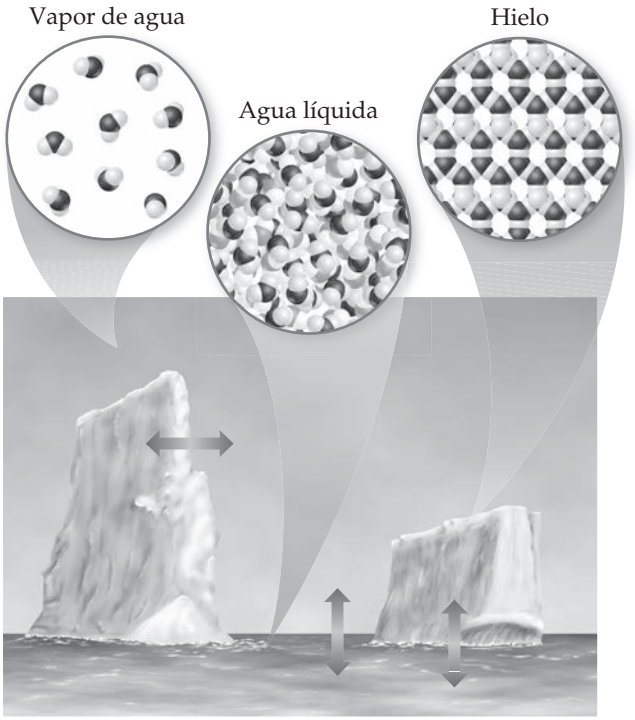
Estados de la materia

Una muestra de materia puede ser un gas, un líquido o un sólido. Estas tres formas de materia se conocen como **estados de la materia** y difieren en algunas de sus propiedades observables más sencillas. Un **gas** no tiene volumen ni forma fijos; en cambio, ocupa el volumen y toma la forma del recipiente que lo contiene. Un gas puede comprimirse para que ocupe un volumen más pequeño, o puede expandirse para que ocupe uno más grande. Un **líquido** tiene un volumen definido, independiente de su recipiente, pero no tiene forma específica. Un líquido toma la forma de la parte que ocupa del recipiente. Un **sólido** tiene tanto forma como volumen definidos. Ni los líquidos ni los sólidos pueden comprimirse de manera apreciable.

Es posible comprender las propiedades de los estados de la materia en el nivel molecular (► **FIGURA 1.3**). En un gas, las moléculas están muy separadas y se mueven a altas velocidades; además, colisionan repetidamente entre sí y con las paredes del recipiente. Al comprimir un gas, disminuye el espacio entre las moléculas y se incrementa la frecuencia de las colisiones entre ellas, pero no se altera el tamaño ni la forma de estas. En un líquido, las moléculas están más cercanas unas de otras, pero aún se mueven rápidamente. Este rápido movimiento permite que se deslicen unas sobre otras; por eso, un líquido fluye con facilidad. En un sólido, las moléculas están firmemente unidas entre sí, por lo general en arreglos definidos dentro de los cuales solo pueden moverse ligeramente de sus posiciones fijas. Por lo tanto, las distancias entre moléculas son similares en los estados líquido y sólido, pero los dos

IMAGINE

¿En cuál estado del agua están más distantes sus moléculas?



► **FIGURA 1.3 Los tres estados físicos del agua: vapor de agua, agua líquida e hielo.** Vemos los estados líquido y sólido del agua, pero no podemos ver el estado gaseoso (vapor). Lo que vemos cuando observamos vapor o las nubes, son pequeñas gotitas de agua líquida dispersas en la atmósfera. Las flechas con doble dirección indican que los tres estados de la materia son reversibles.

estados se diferencian en el grado de libertad que tienen las moléculas para moverse. Los cambios de temperatura y/o presión pueden conducir a la conversión de un estado de la materia a otro; así sucede en procesos comunes como la fusión del hielo o la condensación del vapor de agua.

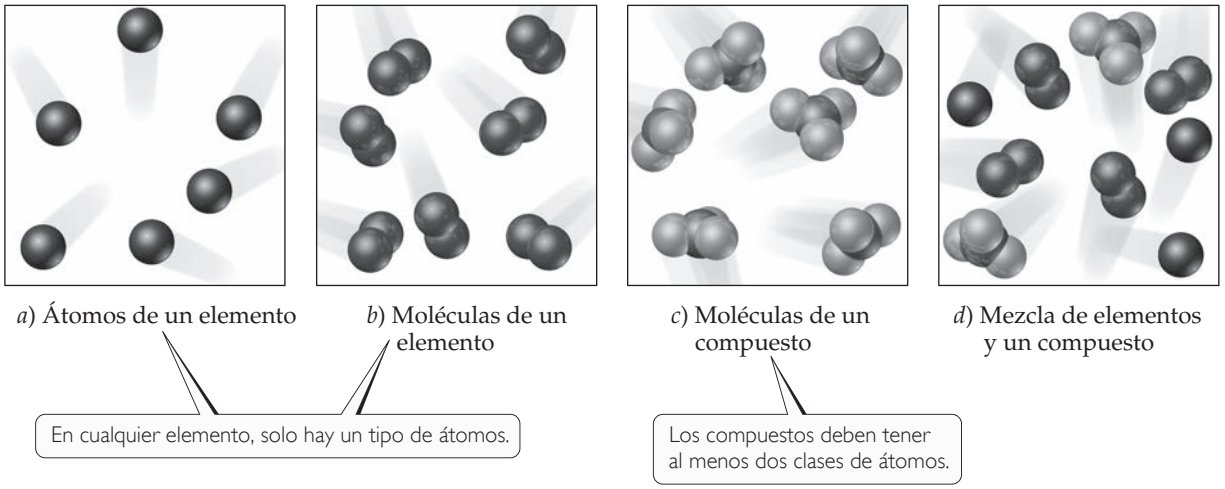
Sustancias puras

Una **sustancia pura** es materia que tiene propiedades definidas y una composición que no varía de una muestra a otra. El agua y la sal de mesa común (cloruro de sodio), que son los componentes principales del agua de mar, son ejemplos de sustancias puras.

Todas las sustancias son elementos o compuestos. Los **elementos** son sustancias que no pueden descomponerse en sustancias más simples. En el nivel molecular, cada elemento se compone de solo un tipo de átomos [▼ **FIGURA 1.4***a*) y *b*)]. Los **compuestos** son sustancias que contienen dos o más elementos, es decir, dos o más tipos de átomos [figura 1.4*c*)].

IMAGINE

¿Cómo difieren las moléculas de un compuesto de las moléculas de un elemento?



▲ **FIGURA 1.4 Comparación molecular de elementos, compuestos y mezclas.**

Por ejemplo, el agua es un compuesto constituido por dos elementos: hidrógeno y oxígeno. La figura 1.4*d*) muestra una mezcla de sustancias. Las **mezclas** son combinaciones de dos o más sustancias en las que cada una mantiene su propia identidad química.

Elementos

En la actualidad se conocen 118 elementos, los cuales varían ampliamente en su abundancia. Por ejemplo, tan solo cinco elementos (oxígeno, silicio, aluminio, hierro y calcio) conforman más del 90% de la corteza terrestre (incluidos los océanos y la atmósfera), y tan solo tres elementos (oxígeno, carbono e hidrógeno) constituyen más del 90% de la masa del cuerpo humano (► **FIGURA 1.5**).

La ▼ **TABLA 1.2** lista algunos elementos comunes, junto con los *símbolos* químicos usados para denotarlos. El símbolo de cada elemento está constituido por una o dos letras, con la primera de ellas en mayúscula. En general, estos símbolos corresponden a los nombres en español de los elementos, pero a veces se derivan del nombre en otro idioma (última columna de la tabla 1.2). Tendrá que conocer estos símbolos y aprender los demás conforme se encuentren en el libro.

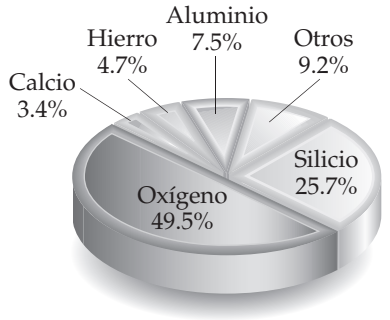
TABLA 1.2 • Algunos elementos comunes y sus símbolos

Carbono	C	Aluminio	Al	Cobre	Cu (de *cuprum*)
Flúor	F	Bromo	Br	Hierro	Fe (de *ferrum*)
Hidrógeno	H	Calcio	Ca	Plomo	Pb (de *plumbum*)
Yodo	I	Cloro	Cl	Mercurio	Hg (de *hydrargyrum*)
Nitrógeno	N	Helio	He	Potasio	K (de *kalium*)
Oxígeno	O	Litio	Li	Plata	Ag (de *argentum*)
Fósforo	P	Magnesio	Mg	Sodio	Na (de *natrium*)
Azufre	S	Silicio	Si	Estaño	Sn (de *stannum*)

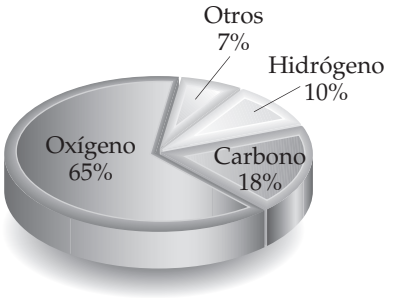
Todos los elementos conocidos y sus símbolos se listan en una tabla que se conoce como *tabla periódica*. En dicha tabla los elementos están acomodados en columnas, de tal manera que los elementos muy relacionados, con propiedades similares, se agrupan. Más adelante describiremos con mayor detalle la tabla periódica y consideraremos las propiedades de los elementos que se repiten de forma periódica.

IMAGINE

¿Puede mencionar dos diferencias significativas entre la composición elemental de la corteza terrestre y la del cuerpo humano?



Corteza terrestre

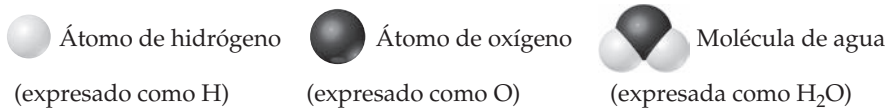


Cuerpo humano

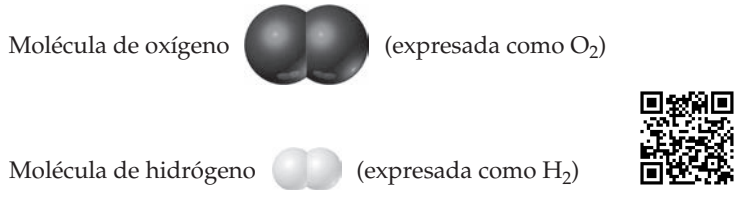
▲ **FIGURA 1.5 Abundancia relativa de elementos.** Porcentaje en masa de elementos en la corteza terrestre (incluyendo los océanos y la atmósfera) y en el cuerpo humano.

Compuestos

La mayoría de los elementos pueden interactuar con otros para formar compuestos. Por ejemplo, considere que cuando el hidrógeno gaseoso arde en oxígeno, estos dos elementos se combinan para formar el compuesto agua. De manera inversa, el agua puede descomponerse en sus elementos constitutivos cuando se hace pasar una corriente eléctrica a través de ella (▼ **FIGURA 1.6**). El agua pura, independientemente de su fuente, consiste en 11% de hidrógeno y 89% de oxígeno en masa. Esta composición macroscópica corresponde a la composición molecular, la cual consiste en dos átomos de hidrógeno combinados con un átomo de oxígeno:

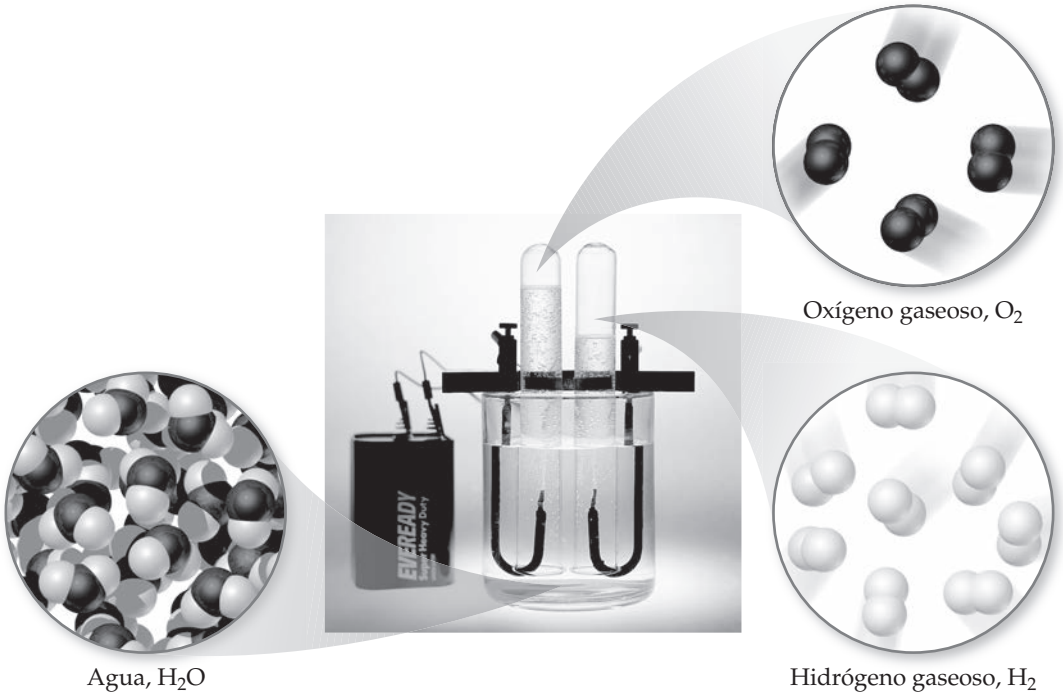


Los elementos hidrógeno y oxígeno, por sí mismos, existen en la naturaleza como moléculas diatómicas (es decir, de dos átomos):



IMAGINE

¿Cuál es la conexión entre los volúmenes de gas relativos recolectados en los dos tubos y el número relativo de moléculas de gas en los tubos?



▲ **FIGURA 1.6** **Electrólisis del agua.** El agua se descompone (o se separa) en sus elementos componentes, hidrógeno y oxígeno, cuando a través de ella pasa una corriente eléctrica directa. El volumen del hidrógeno, que se colecta en el tubo derecho del aparato, es el doble del volumen del oxígeno.

Como se observa en la ▼ **TABLA 1.3**, las propiedades del agua no se parecen a las propiedades de sus elementos componentes. El hidrógeno, el oxígeno y el agua son sustancias únicas como consecuencia de que sus respectivas moléculas son únicas.

TABLA 1.3 • Comparación del agua, hidrógeno y oxígeno

	Agua	Hidrógeno	Oxígeno
Estado[a]	Líquido	Gas	Gas
Punto de ebullición normal	100 °C	−253 °C	−183 °C
Densidad[a]	1000 g/L	0.084 g/L	1.33 g/L
Inflamable	No	Sí	No

[a]A temperatura ambiente y presión atmosférica estándar.

La observación de que la composición elemental de un compuesto siempre es la misma se conoce como **ley de la composición constante** (o **ley de las proporciones definidas**). El químico francés Joseph Louis Proust (1754-1826) fue el primero en proponer esta ley alrededor de 1800. Cuando dos materiales difieren en su composición y propiedades, sabemos que están formados por compuestos diferentes o que difieren en grado de pureza.

Mezclas

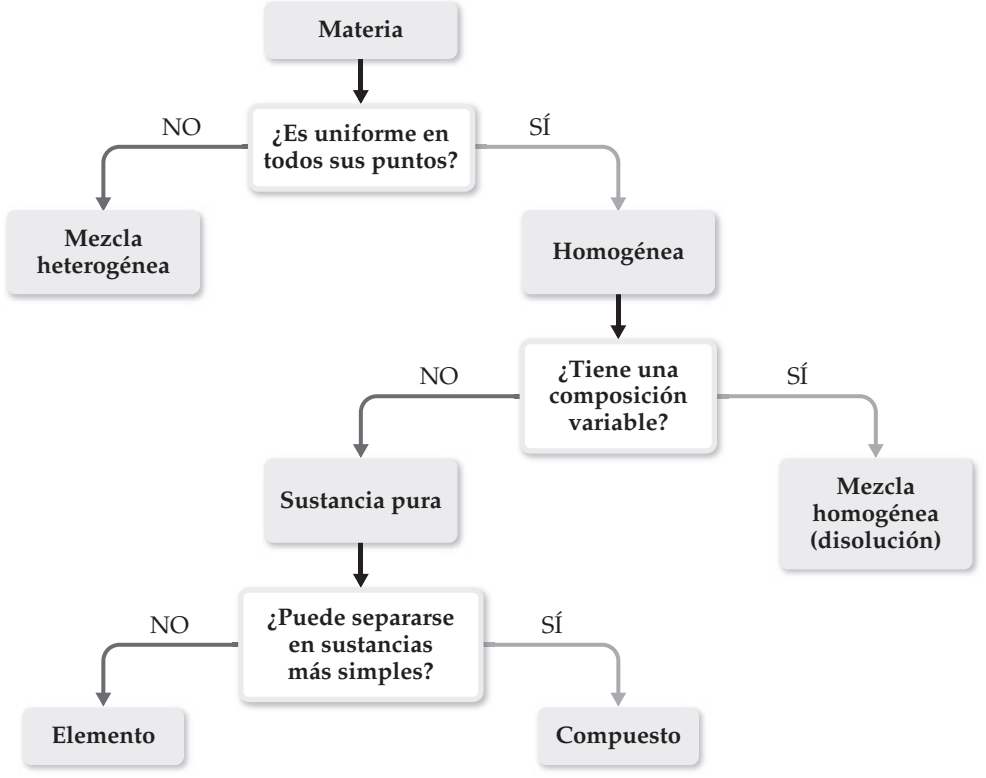
La mayor parte de la materia que conocemos consiste en mezclas de diferentes sustancias. Cada sustancia de una mezcla conserva su propia identidad química y sus propiedades. En contraste con una sustancia pura que tiene una composición fija, la composición de una mezcla puede variar. Por ejemplo, una taza de café endulzado puede contener poca o mucha azúcar. Las sustancias que conforman una mezcla (como el azúcar y el agua) se conocen como *componentes* de la mezcla.

a) *b*)

◀ **FIGURA 1.7 Mezclas.** *a*) Muchos materiales comunes, incluidas las rocas, son heterogéneos. Esta fotografía del granito muestra una mezcla heterogénea de dióxido de silicio y otros óxidos metálicos. *b*) Las mezclas homogéneas se conocen como disoluciones. Muchas sustancias, incluido el sólido en polvo que aparece en esta fotografía (sulfato de cobre), se disuelven en agua para formar disoluciones.

Algunas mezclas no tienen la misma composición, propiedades y apariencia en todos sus puntos. Por ejemplo, la textura y apariencia de las rocas y de la madera varían en cualquier muestra típica. Tales mezclas son *heterogéneas* [▲ **FIGURA 1.7***a*)]. Aquellas mezclas que son uniformes en todos sus puntos son *homogéneas*. El aire es una mezcla homogénea de nitrógeno, oxígeno y pequeñas cantidades de otros gases. El nitrógeno en el aire tiene todas las propiedades del nitrógeno puro, ya que tanto la sustancia pura como la mezcla contienen las mismas moléculas de nitrógeno. La sal, el azúcar y muchas otras sustancias se disuelven en agua para formar mezclas homogéneas [figura 1.7*b*)]. Las mezclas homogéneas también se conocen como **disoluciones**. Aunque el término *disolución* nos trae a la mente la imagen de un líquido, las disoluciones pueden ser sólidas, líquidas o gaseosas.

La ▼ **FIGURA 1.8** resume la clasificación de la materia en elementos, compuestos y mezclas.



◀ **FIGURA 1.8 Clasificación de la materia.** Toda la materia se clasifica en última instancia ya sea como elemento o compuesto.

EJERCICIO RESUELTO 1.1 **Cómo diferenciar elementos, compuestos y mezclas**

El "oro blanco", utilizado en joyería, contiene oro y otro metal "blanco" como el paladio. Dos muestras distintas de oro blanco difieren en las cantidades relativas de oro y paladio que contienen. Ambas muestras son uniformes en la composición en todos sus puntos. Con base en la figura 1.8, clasifique el oro blanco.

SOLUCIÓN

Puesto que el material es uniforme en todos sus puntos, es homogéneo. Como su composición difiere en las dos muestras, no puede ser un compuesto. Por lo tanto, debe ser una mezcla homogénea.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

La aspirina está compuesta por un 60.0% de carbono, 4.5% de hidrógeno y 35.5% de oxígeno en masa, sin importar su fuente. Con base en la figura 1.8, clasifique la aspirina.

Respuesta: Es un compuesto, ya que tiene una composición constante y puede separarse en varios elementos.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Conteste las siguientes preguntas y a partir de la información generada, realice un mapa conceptual titulado "Materia".

1. De acuerdo con lo revisado hasta el momento, ¿cómo describiría a la materia? ¿Cuál es la diferencia entre sustancias puras y mezclas? ¿En qué difieren un elemento y un compuesto, si ambos son sustancias puras?
2. Con apoyo de una tabla periódica, escriba el símbolo químico o el nombre de los siguientes elementos, según corresponda: *a*) azufre, *b*) oro, *c*) potasio, *d*) cloro, *e*) cobre, *f*) U, *g*) Ni, *h*) Na, *i*) Al, *j*) Si.
3. Investigue en diversas fuentes, ¿cuál es el origen de los nombres de los elementos mencionados en la pregunta anterior?
4. Las mezclas se dividen en homogéneas y heterogéneas. ¿Cuál es la diferencia entre ambas?
5. Clasifique cada uno de los siguientes incisos como sustancia pura o mezcla. Si se trata de una mezcla, indique si es homogénea o heterogénea: *a*) arroz con leche, *b*) agua de mar, *c*) magnesio, *d*) hielo picado.
6. Realice el mapa conceptual solicitado, debidamente estructurado y sin faltas de ortografía.

1.4 PROPIEDADES DE LA MATERIA

Como hemos revisado hasta el momento, toda sustancia tiene un conjunto único de propiedades que nos permite distinguirlas unas de otras. Las propiedades de la materia pueden clasificarse como físicas o químicas. Podemos describir a las **propiedades físicas** como aquellas que no alteran la identidad y composición de la sustancia. Estas propiedades incluyen color, olor, densidad, punto de fusión, punto de ebullición y dureza. Las **propiedades químicas** describen la forma en que una sustancia puede cambiar o *reaccionar*, para formar otras sustancias. Una propiedad química común es la inflamabilidad, que es la capacidad de una sustancia de arder en presencia de oxígeno.

Algunas propiedades como la temperatura, el punto de fusión y la densidad se denominan **propiedades intensivas**. Estas no dependen de la cantidad de la muestra examinada y son particularmente útiles en la química, ya que muchas de ellas pueden utilizarse para *identificar* sustancias. Las **propiedades extensivas** de las sustancias dependen de la cantidad de la muestra; dos ejemplos son la masa y el volumen. Las propiedades extensivas se relacionan con la *cantidad* de sustancia presente.

Cambios físicos y químicos

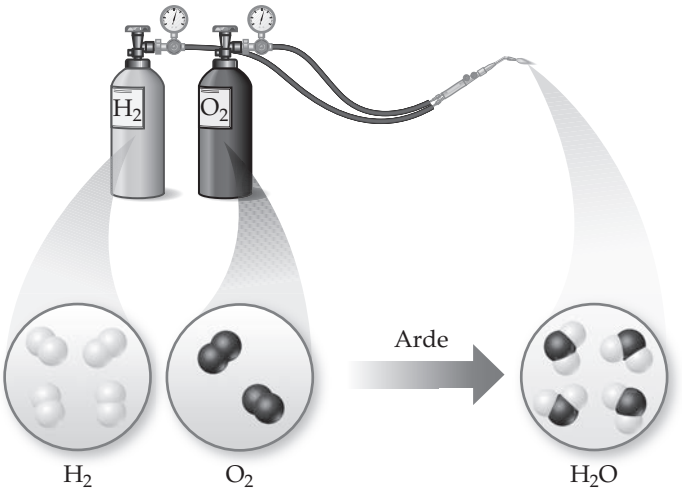
Los cambios que experimentan las sustancias pueden clasificarse como físicos o químicos. Durante un **cambio físico**, una sustancia cambia su apariencia física, pero no su composición (es decir, es la misma sustancia antes y después del cambio). La evaporación del agua es

un cambio físico. Cuando el agua se evapora, cambia del estado líquido al gaseoso, pero sigue compuesta por moléculas de agua como ilustramos antes en la figura 1.3. Todos los **cambios de estado** (por ejemplo, de líquido a gas o de líquido a sólido) son cambios físicos.

En un **cambio químico** (también conocido como **reacción química**), una sustancia se transforma en otra químicamente diferente. Por ejemplo, cuando el hidrógeno arde en el aire experimenta un cambio químico, ya que se combina con el oxígeno para formar agua (► **FIGURA 1.9**).

Los cambios químicos pueden ser drásticos. En el siguiente relato, Ira Remsen, autor de un conocido libro de química publicado en 1901, describe sus primeras experiencias con las reacciones químicas. La reacción que él observó se ilustra en la ▼ **FIGURA 1.10**.

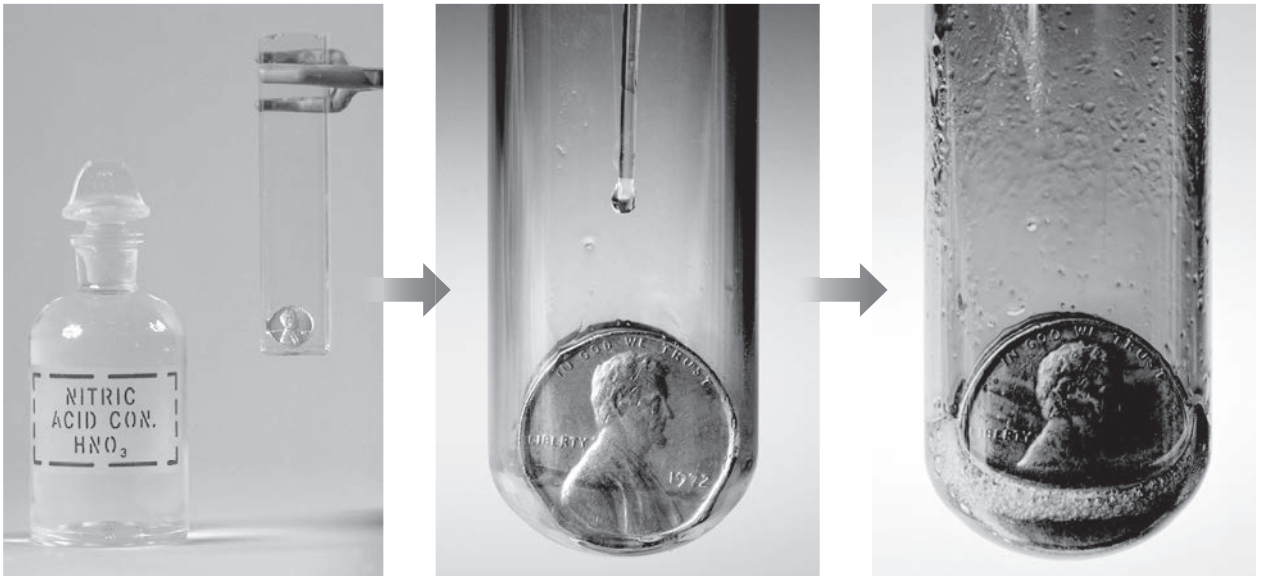
> Mientras leía un libro de química, me encontré con la frase "el ácido nítrico actúa sobre el cobre", y decidí investigar lo que esto significaba. Encontré un poco de ácido nítrico; solo me faltaba saber qué significaban las palabras "actúa sobre". En aras de alcanzar este conocimiento, incluso estaba dispuesto a sacrificar una de las pocas monedas de cobre que tenía. Coloqué una de ellas sobre la mesa, abrí un frasco etiquetado como "ácido nítrico", vertí algo del líquido sobre el cobre y me preparé para efectuar una observación. Pero, ¿qué maravilla contemplaba? La moneda ya había cambiado, y no era un cambio mínimo. Un líquido azul verdoso espumaba y desprendía humo sobre la moneda y la mesa. El aire se volvió de color rojo oscuro. ¿Cómo podía detener esto? Intenté sujetar la moneda y lanzarla por la ventana. Aprendí algo más: el ácido nítrico también actúa sobre los dedos. El dolor me llevó a realizar otro experimento no premeditado. Froté mis dedos contra mi pantalón y descubrí que el ácido nítrico actuaba también sobre la tela. Ese fue el experimento más impresionante que realicé. Incluso ahora lo sigo relatando con interés. Fue una revelación para mí. Resulta claro que la única manera de aprender tipos de acciones tan extraordinarias es ver los resultados, experimentar y trabajar en el laboratorio.



▲ **FIGURA 1.9** **Una reacción química.**

REFLEXIÓN

¿Describo la diferencia entre cambios físicos y químicos de la materia?



▲ **FIGURA 1.10** **Reacción química entre un centavo de cobre y ácido nítrico.** El cobre disuelto produce una disolución azul verdosa, que se asienta en la parte inferior de la figura de la derecha, mientras que por encima de la moneda se acumula el dióxido de nitrógeno.

ACTIVIDAD

1. Realice un análisis de forma individual y explique cuál es la diferencia entre cambios físicos y cambios químicos en la materia.
2. Con base en lo anterior, ¿cuál de los siguientes incisos es un cambio físico y cuál un cambio químico? Explique su respuesta.

a) Las plantas utilizan dióxido de carbono y agua para producir azúcar.
b) En un día frío, el vapor de agua en el aire forma escarcha.
c) Un orfebre funde una pepita de oro y la estira para formar un alambre.

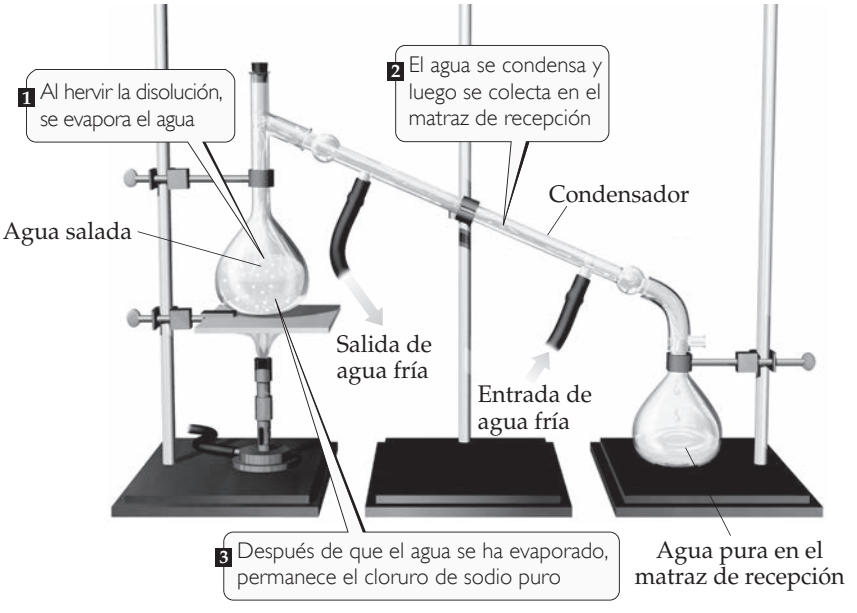
Separación de mezclas

▲ **FIGURA 1.11 Separación por filtración.** La mezcla de un sólido y un líquido se vierte a través de papel filtro. El líquido pasa a través del papel, mientras que el sólido se queda en el papel.

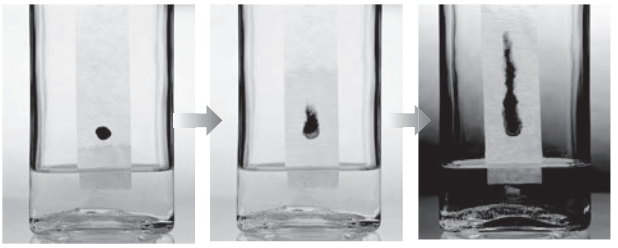
Podemos separar una mezcla en sus componentes si aprovechamos las diferencias en sus propiedades. Por ejemplo, una mezcla heterogénea de limaduras de hierro y de oro podría separarse con base en las diferencias de color entre ambos elementos. Un método menos tedioso sería utilizar un imán para atraer las limaduras de hierro y dejar las de oro. También podemos aprovechar una importante diferencia química entre estos dos metales: muchos ácidos disuelven el hierro, pero no el oro. Entonces, si colocamos nuestra mezcla en el ácido apropiado, este disolvería al hierro, pero no al oro sólido. Después podríamos separarlos por *filtración* (◄ **FIGURA 1.11**). Tendríamos que utilizar otras reacciones químicas, que aprenderemos más adelante, para transformar el hierro disuelto de nuevo en metal.

Un método importante para separar los componentes de una mezcla homogénea es la *destilación*, un proceso que depende de las diferentes capacidades de las sustancias para formar gases. Por ejemplo, si calentamos una disolución de sal y agua, esta última se evapora, formando un gas, mientras que la sal permanece. El vapor de agua puede convertirse de nuevo en líquido sobre las paredes de un condensador, como muestra el aparato de la ▼ **FIGURA 1.12**.

Las diferentes capacidades de las sustancias de adherirse a las superficies también se pueden utilizar para separar mezclas. Esta capacidad es la base de la *cromatografía* (que literalmente significa "la escritura de los colores"), una técnica que se ilustra en la ► **FIGURA 1.13**.



▲ **FIGURA 1.12 Destilación.** Aparato para separar una disolución de cloruro de sodio (agua salada) en sus componentes.



◄ **FIGURA 1.13**
Separación de una tinta en sus componentes mediante la cromatografía en papel.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice un cuadro comparativo de propiedades físicas y químicas de la materia, en la que ejemplifique los cambios mencionados a partir del siguiente ejemplo. En el proceso de intentar caracterizar una sustancia, un químico hace las siguientes observaciones: es un metal blanco plateado y lustroso. Se funde a 649 °C y hierve a 1105 °C. Su densidad a 20 °C es 1.738 g/cm^3. La sustancia arde en el aire produciendo una intensa luz blanca. Reacciona con cloro para formar un sólido blanco quebradizo. La sustancia se puede martillar para formar láminas delgadas, o bien, estirarse para formar alambres; es buena conductora de electricidad.

UNA MIRADA DE CERCA

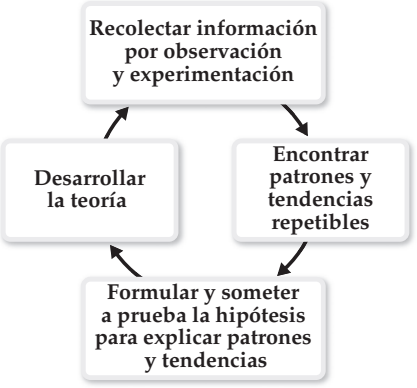
EL MÉTODO CIENTÍFICO

Aunque dos científicos rara vez estudian un problema exactamente de la misma manera, utilizan lineamientos para la práctica de la ciencia, los cuales se conocen como **método científico**. Como se muestra en la ► **FIGURA 1.14**, comenzamos nuestro estudio recabando información, o *datos*, mediante la observación y la experimentación. Sin embargo, la recolección de información no es el objetivo final; más bien, se trata de encontrar un patrón o sentido del orden en nuestras observaciones y comprender el origen de ese orden.

Conforme se reúnen más datos, podemos observar patrones que puedan llevarnos a una *explicación tentativa*, o **hipótesis**, la cual nos guiará en la planeación de experimentos adicionales. Una característica clave de una buena hipótesis es que propone un mecanismo que subyace en nuestras observaciones y se puede utilizar para realizar predicciones acerca de nuevos experimentos. Si una hipótesis es suficientemente general y efectiva de manera constante para predecir los resultados de futuros experimentos, se convierte en una **teoría**, esto es, *una explicación de las causas generales de ciertos fenómenos, con evidencias o hechos considerables que la apoyan*. Por ejemplo, la teoría de la relatividad de Einstein fue una forma revolucionaria de pensar acerca del espacio y el tiempo. Sin embargo, fue más que una simple hipótesis, ya que permite hacer predicciones que pueden probarse de manera experimental. Los resultados de estos experimentos, por lo general, coincidían con las predicciones de Einstein y no podían explicarse con teorías anteriores.

A pesar de los evidentes logros de la teoría de Einstein, los científicos nunca pueden decir que se ha "probado" la teoría. Una teoría que tiene un poder predictivo excelente hoy tal vez no funcione tan bien en el futuro, conforme se cuente con más datos y se desarrolle mejor el equipo científico. Así, la ciencia está en continuo progreso.

En algún momento, podremos relacionar un gran número de observaciones en una **ley científica**, *un enunciado verbal conciso* o *una ecuación matemática que resume una amplia variedad de observaciones y experiencias*. Tendemos a pensar en las leyes científicas como las reglas básicas que subyacen en el funcionamiento de la naturaleza. Sin embargo, no es tanto que la materia obedezca las leyes de la naturaleza, sino que estas leyes describen el comportamiento de la materia. Conforme avancemos en el libro, pocas veces tendremos la oportunidad de comentar las dudas, los conflictos, las diferencias de personalidades y los cambios de percepción que condujeron a nuestras ideas actuales. Debemos ser conscientes de que el hecho de que podamos presentar los resultados de la ciencia de manera concisa y nítida en los libros, no significa que el progreso científico sea apacible, certero y predecible. Algunas de las ideas que presentamos en este libro necesitaron siglos para desarrollarse e implicaron a muchos científicos. Adquirimos nuestra visión del mundo natural apoyándonos en los científicos que nos precedieron. Aprovechemos esta visión. Cuando estudie, ejercite su imaginación. No tema hacer preguntas audaces cuando le vengan a la mente. ¡Podría fascinarle lo que descubra!



▲ **FIGURA 1.14** **El método científico.** El método científico es un enfoque general para resolver problemas que implica hacer observaciones, confirmar que estas son reproducibles, buscar patrones en las observaciones, formular hipótesis para explicarlas y someter a prueba esas hipótesis con experimentos adicionales. Aquellas hipótesis que superan tales pruebas y demuestran su utilidad para explicar y predecir un comportamiento se conocen como teorías.

ACTIVIDAD

1. ¿Cuál es la diferencia entre una hipótesis y una teoría?
2. Explique la diferencia entre una teoría y una ley científica. ¿Cuál de ellas se refiere al comportamiento de la materia y cuál a las causas de ese comportamiento?

En ambos casos, justifique sus respuestas y susténtelas con referencias bibliográficas.

1.5 TEORÍA ATÓMICA DE LA MATERIA

Observe a su alrededor la gran variedad de colores, texturas y otras propiedades en los materiales de su entorno: los colores en un jardín, la textura de la tela en su ropa, la solubilidad del azúcar en una taza de café o la transparencia y la belleza de un diamante. Los materiales en nuestro mundo exhiben una variedad sorprendente y aparentemente infinita de propiedades, pero, ¿cómo entenderlas y explicarlas?

¿Qué hace que los diamantes sean transparentes y duros, mientras que la sal de mesa es quebradiza y se disuelve en agua? ¿Por qué el papel se quema y por qué el agua extingue al fuego? La estructura y el comportamiento de los átomos son la clave para entender tanto las propiedades físicas como las propiedades químicas de la materia.

A pesar de que los materiales en nuestro mundo varían de forma considerable en cuanto a sus propiedades, todo está formado de aproximadamente 100 elementos y, por lo tanto, de alrededor de 100 tipos de átomos distintos desde el punto de vista químico. En cierto sentido, los átomos son como las 27 letras que integran el alfabeto del español, las cuales se unen en diferentes combinaciones para formar una inmensa cantidad de palabras en nuestro idioma. Pero, ¿con qué reglas se combinan los átomos entre sí? ¿Cómo se relacionan las propiedades de una sustancia con los tipos de átomos que contiene? De hecho, ¿cómo es un átomo? y ¿qué hace que los átomos de un elemento sean diferentes de los de otro elemento?

Átomos

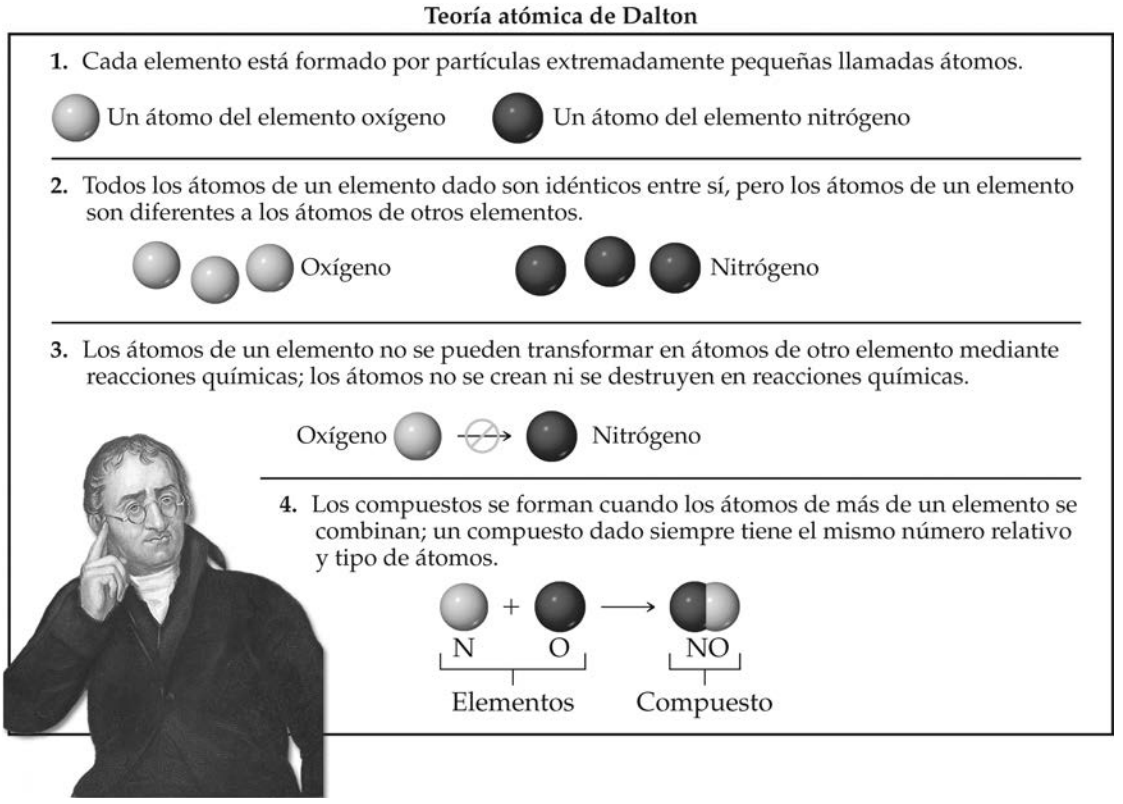
Los filósofos de la Antigüedad especularon sobre la naturaleza del "material" fundamental con el que estaba formado el mundo. Demócrito (460-370 a.C.) y otros filósofos griegos de la Antigüedad pensaban que el mundo material debía estar formado de pequeñas partículas indivisibles a las que llamaron *átomos*, que significa "indivisible". Sin embargo, más tarde, Platón y Aristóteles propusieron la idea de que no podía haber partículas indivisibles, y así la perspectiva "atómica" de la materia se desvaneció por muchos siglos, durante los cuales la filosofía aristotélica dominó la cultura occidental.

El concepto de **átomo** resurgió en Europa durante el siglo XVII. Cuando los científicos intentaron medir las cantidades de elementos que reaccionaban entre sí para formar nuevas sustancias, se estableció la base para una teoría atómica que vinculaba la idea de elementos con la idea de átomos. La teoría nació del trabajo de John Dalton durante el periodo de 1803 a 1807. ► **FIGURA 1.15**.

La teoría de Dalton explica varias leyes de combinación química que se conocían en su época, incluyendo:

- La *ley de la composición constante*, basada en el postulado 4:
  En un compuesto dado, son constantes los números relativos y los tipos de átomos.
- También explica la *ley de la conservación de la masa*, que se apoya en el postulado 3:
  La masa total de los materiales presentes, después de una reacción química, es la misma que la masa total antes de la reacción.
- Una buena teoría explica hechos conocidos y predice nuevos eventos. Dalton utilizó su teoría para deducir la *ley de las proporciones múltiples*:
  Si dos elementos A y B se combinan para formar más de un compuesto, las masas de B que se pueden combinar con una masa dada de A están en razón de pequeños números enteros.

Podemos ilustrar esta ley considerando agua y peróxido de hidrógeno, los cuales están formados por los elementos hidrógeno y oxígeno. Para formar agua, 8.0 g de oxígeno se combinan con 1.0 g de hidrógeno. Para elaborar peróxido de hidrógeno, 16.0 g de oxígeno se combinan con 1.0 g de hidrógeno. Así, la razón de la masa de oxígeno por gramo de



▲ **FIGURA 1.15** **Teoría atómica de Dalton.** John Dalton (1766-1844), hijo de un humilde tejedor inglés, comenzó a dar clases a la edad de 12 años. Pasó la mayor parte de su vida en Manchester, donde impartió clases tanto en la escuela elemental como en la universidad. Su permanente interés por la meteorología lo llevó a estudiar el comportamiento de los gases, después química y, finalmente, la teoría atómica. A pesar de su humilde origen, Dalton obtuvo una fuerte reputación científica durante toda su vida.

hidrógeno para estos compuestos es 2:1. Con base en la teoría atómica de Dalton, se concluye que el peróxido de hidrógeno contiene el doble de átomos de oxígeno por cada átomo de hidrógeno en comparación con el agua.

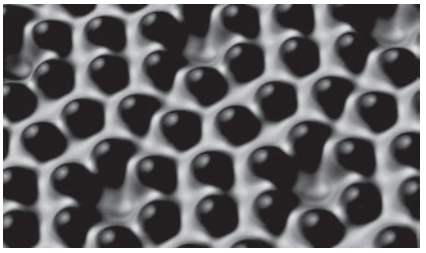
ACTIVIDAD

Escriba la respuesta debidamente fundamentada a las siguientes preguntas:

1. Describa los cuatro postulados de la teoría de Dalton por medio de una rueda de atributos.
2. ¿Cómo explica la teoría atómica de Dalton el hecho de que al descomponer 1.000 g de agua en sus elementos, se obtiene 0.111 g de hidrógeno y 0.889 g de oxígeno, independientemente de la fuente de la que proviene el agua?
3. Si el compuesto A tiene igual número de átomos de oxígeno y de carbono, ¿qué se concluye sobre la composición del compuesto B?
4. Un químico descubre que 30.82 g de nitrógeno reaccionarán con 17.60 g, 35.20 g, 70.40 g u 88.00 g de oxígeno para formar cuatro compuestos diferentes. *a*) Calcule la masa de oxígeno por gramo de nitrógeno en cada compuesto. *b*) ¿De qué manera los resultados del inciso *a*) apoyan la teoría atómica de Dalton?

1.6 DESCUBRIMIENTO DE LA ESTRUCTURA ATÓMICA

Dalton llegó a sus conclusiones sobre los átomos basándose en las observaciones químicas realizadas en el laboratorio. Ni él ni quienes le sucedieron durante el siglo posterior a la publicación de su trabajo contaron con evidencia directa de la existencia de los átomos. Sin



▲ **FIGURA 1.16 Imagen de la superficie del silicio.** Esta imagen se obtuvo mediante una técnica llamada microscopía de efecto túnel. Cada esfera es un átomo de silicio.

embargo, en la actualidad es posible medir las propiedades de átomos individuales e incluso ver imágenes de ellos (◄ **FIGURA 1.16**).

Conforme los científicos desarrollaron métodos para sondear la naturaleza de la materia, el átomo, que se suponía indivisible, comenzó a dar señales de tener una estructura más compleja; ahora se sabe que los átomos se componen de **partículas subatómicas**. Antes de resumir el modelo actual, se considerarán brevemente algunos de los descubrimientos importantes que llevaron a ese modelo. Se verá que el átomo está parcialmente compuesto por partículas con carga eléctrica: algunas tienen una carga positiva y otras una carga negativa. A medida que se explique el desarrollo de nuestro actual modelo del átomo, tenga presente este hecho: *las partículas con la misma carga se repelen entre sí, mientras que las partículas con cargas diferentes se atraen*.

Rayos catódicos y electrones

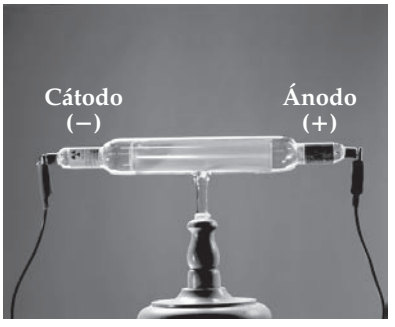
A mediados del siglo XIX, los científicos comenzaron a estudiar la descarga eléctrica a través de un tubo de vidrio parcialmente al vacío (▼ **FIGURA 1.17**). Cuando se aplicó un alto voltaje a los electrodos del tubo, se produjo una radiación entre los electrodos. Esta radiación, conocida como **rayos catódicos**, se originó en el electrodo negativo y viajó al electrodo positivo. Aunque los rayos en sí no podían verse, su presencia se detectó porque ocasionan que ciertos materiales sean *fluorescentes* o emitan luz.

Los experimentos mostraron que los rayos catódicos eran desviados por campos eléctricos o magnéticos de manera consistente como un flujo de carga eléctrica negativa. El científico británico J.J. Thomson (1856-1940) observó que la naturaleza de los rayos catódicos es la misma, independientemente de la identidad del material del cátodo. En un artículo publicado en 1897, Thomson describió los rayos catódicos como un haz de partículas con carga negativa. Dicho artículo se considera como el "descubrimiento" de lo que después se conoció como el *electrón*.

Thomson construyó un tubo de rayos catódicos con un orificio en el ánodo por el cual pasaba un haz de electrones. Las placas eléctricamente cargadas y el imán se posicionaron en forma perpendicular al haz de electrones, y en un extremo se colocó una pantalla fluorescente (► **FIGURA 1.18**). El campo eléctrico desvió los rayos en una dirección, y el campo magnético lo hizo en la dirección opuesta. Thomson ajustó las magnitudes de los campos de manera que los efectos se equilibraran entre sí, permitiendo que los electrones viajaran en línea recta hacia la pantalla. Conociendo las magnitudes de los campos que permitían el movimiento rectilíneo fue posible calcular un valor de 1.76×10^8 coulombs por gramo para la razón de la carga eléctrica del electrón con respecto a su masa.*

IMAGINE

¿Cómo se sabe que los rayos catódicos viajan del cátodo al ánodo?



a) Los electrones se desplazan del cátodo (electrodo negativo) al ánodo (electrodo positivo). El tubo contiene una pantalla de vidrio (colocada diagonalmente respecto al haz de electrones) fluorescente, que muestra la trayectoria de los rayos catódicos.

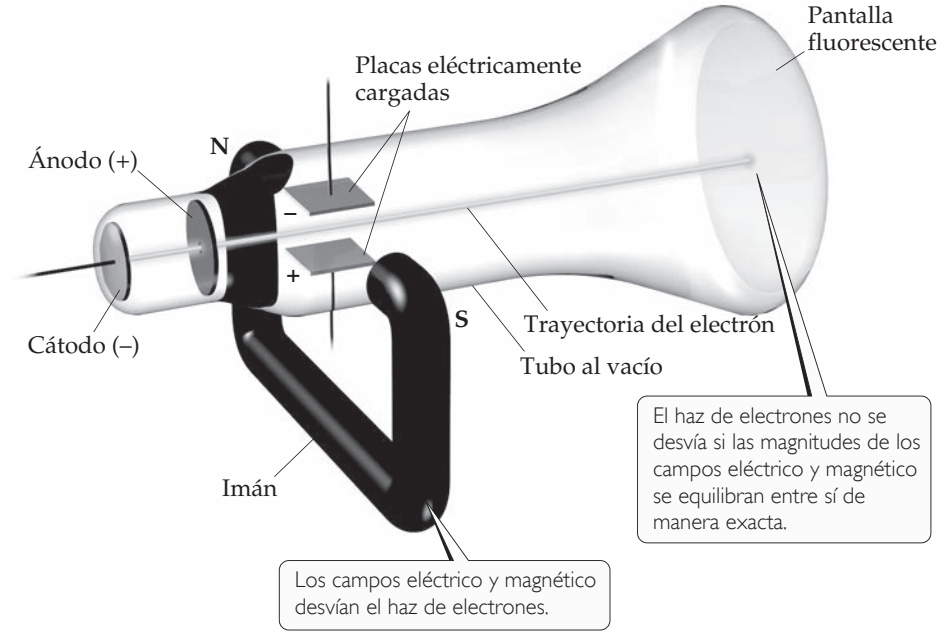
b) Los rayos son desviados por un imán.

► **FIGURA 1.17 Tubo de rayos catódicos.**

*El coulomb (C) es la unidad del SI para la carga eléctrica.

IMAGINE

¿Solamente los campos magnéticos desvían el haz de electrones del campo eléctrico?

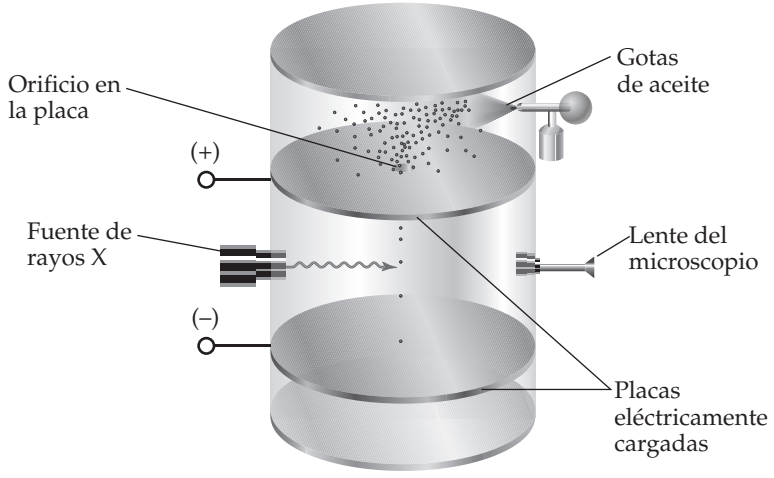


◀ **FIGURA 1.18 Tubo de rayos catódicos con campos eléctrico y magnético perpendiculares.** Los rayos catódicos (electrones) se originan en el cátodo y son acelerados hacia el ánodo, que tiene un orificio en su centro. Un delgado haz de electrones pasa a través del orificio y viaja hacia la pantalla fluorescente. Se ajustan las magnitudes de los campos eléctrico y magnético de tal manera que sus efectos se cancelen entre sí, permitiendo que el haz viaje en línea recta.

Al conocerse la razón entre carga y masa del electrón, medir la carga o la masa de un electrón conduciría al valor de la otra cantidad. En 1909, Robert Millikan (1868-1953) de la Universidad de Chicago logró medir la carga de un electrón realizando el experimento descrito en la ▼ **FIGURA 1.19**. Entonces calculó la masa del electrón utilizando su valor experimental para la carga, 1.602×10^{-19} C, y la razón entre carga y masa de Thomson, 1.76×10^{8} C/g:

$$\text{Masa del electrón} = \frac{1.602 \times 10^{-19}\ \text{C}}{1.76 \times 10^{8}\ \text{C/g}} = 9.10 \times 10^{-28}\ \text{g}$$

Este resultado concuerda bien con el valor actualmente aceptado para la masa del electrón, 9.10938×10^{-28} g. Esta masa es aproximadamente 2000 veces más pequeña que la del hidrógeno, el átomo más ligero.



◀ **FIGURA 1.19 Experimento de las gotas de aceite que Millikan utilizó para medir la carga del electrón.** A pequeñas gotas de aceite se les permitió caer entre placas eléctricamente cargadas. Las gotas adquirieron electrones adicionales debido a la irradiación de rayos X y, así, quedaron cargadas negativamente. Millikan midió cómo la variación del voltaje entre las placas afectaba la rapidez de caída. Con esos datos determinó la carga negativa de las gotas. Como la carga de cualquier gota siempre era algún múltiplo entero de 1.602×10^{-19} C, Millikan dedujo que este valor era la carga de un electrón individual.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice las siguientes actividades a mano, en hojas blancas debidamente personalizadas, con buena caligrafía y ortografía.

1. Elabore un diagrama de flujo donde describa la serie de resultados experimentales y evidencias empleados por J.J. Thomson para argumentar que los rayos catódicos consisten en partículas de carga negativa, y por Millikan para determinar la carga de los mismos.
2. Una partícula desconocida se mueve entre dos placas cargadas eléctricamente, como se ilustra en la figura 1.22. Su trayectoria se desvía en la dirección opuesta por una magnitud más pequeña que la de una partícula beta. ¿Qué concluye en relación con la carga y la masa de esta partícula desconocida?
3. ¿Cómo interpretó Rutherford las siguientes observaciones realizadas durante sus experimentos de dispersión de partículas α? *a*) La mayoría de las partículas α no sufrieron una desviación apreciable al atravesar la laminilla de oro. *b*) Unas cuantas partículas α se desviaron en ángulos grandes. *c*) ¿Qué diferencias esperaría usted si en el experimento de dispersión de partículas α se utilizaran laminillas de berilio en lugar de oro?
4. Millikan determinó la carga del electrón estudiando las cargas estáticas de las gotas de aceite que caen en un campo eléctrico (figura 1.19). Un estudiante realizó este experimento utilizando varias gotas de aceite para sus mediciones y calculó la carga de las gotas. Obtuvo los siguientes datos:

Gota	Carga calculada (C)
A	1.60×10^{-19}
B	3.15×10^{-19}
C	4.81×10^{-19}
D	6.31×10^{-19}

a) ¿Qué significa que las gotas lleven cargas diferentes? *b*) ¿Qué conclusión podría obtener el estudiante a partir de estos datos con respecto a la carga del electrón? *c*) ¿Qué valor (y con cuántas cifras significativas) debería reportar para la carga electrónica?

Radiactividad

En 1896 el científico francés Henri Becquerel (1852-1908) descubrió que un compuesto de uranio emitía espontáneamente radiación de alta energía. Esta emisión espontánea de radiación se conoce como **radiactividad**. A sugerencia de Becquerel, Marie Curie (◄ **FIGURA 1.20**) y su esposo, Pierre, iniciaron experimentos para aislar los componentes radiactivos del compuesto.

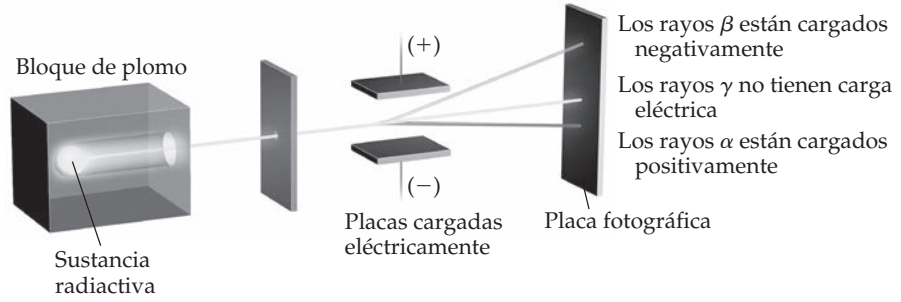
Estudios posteriores sobre la naturaleza de la radiactividad, principalmente los del científico británico Ernest Rutherford (▼ **FIGURA 1.21**), revelaron tres tipos de radiación: alfa (α), beta (β) y gamma (γ). Las trayectorias de las radiaciones α y β se desvían por un campo eléctrico, aunque en direcciones opuestas; la radiación γ no se ve afectada por el campo (► **FIGURA 1.22**).

▲ **FIGURA 1.20 Marie Sklodowska Curie (1867–1934).** Cuando Marie Curie presentó su tesis doctoral, esta se consideró la mayor contribución individual de cualquier tesis doctoral en la historia de la ciencia. En 1903 Henri Becquerel, Marie Curie y su esposo, Pierre, fueron galardonados con el Premio Nobel de Física por su importante trabajo sobre la radiactividad (un término que ella acuñó). En 1911 Marie Curie ganó un segundo Premio Nobel, esta vez en química, por su descubrimiento de los elementos polonio y radio.

► **FIGURA 1.21 Ernest Rutherford (1871–1937).** En 1895, Rutherford fue galardonado con un puesto en la Universidad de Cambridge, Inglaterra, donde trabajó con J.J. Thomson. En 1898 se incorporó a la Universidad McGill en Montreal, donde realizó su investigación sobre la radiactividad que le permitió obtener el Premio Nobel de Química en 1908. En 1907 Rutherford regresó a Inglaterra para unirse al cuerpo docente de la Universidad de Manchester, donde en 1910 efectuó sus famosos experimentos de dispersión de partículas α. En 1992 su país natal, Nueva Zelanda, lo honró imprimiendo su imagen en los billetes de $100.

IMAGINE

¿Cuáles de los tres tipos de radiación mostrados están formados por electrones? ¿Por qué esos rayos se desvían más que los otros?

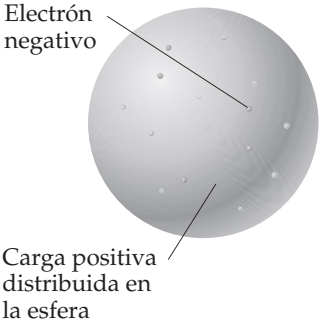


▲ **FIGURA 1.22 Comportamiento de los rayos alfa (α), beta (β) y gamma (γ) en un campo eléctrico.**

Rutherford demostró que tanto los rayos α como los β consisten en partículas de rápido movimiento. De hecho, las partículas β son electrones de alta velocidad y pueden considerarse el equivalente radiactivo de los rayos catódicos; una placa con carga positiva los atrae. Las partículas α tienen carga positiva y son atraídas hacia una placa negativa. En unidades de carga del electrón, las partículas β tienen una carga de $1-$, y las partículas α una carga de $2+$. Cada partícula α tiene una masa de aproximadamente 7400 veces la de un electrón. La radiación gamma es una radiación de alta energía similar a los rayos X; no consiste en partículas y no tiene carga.

Modelo nuclear del átomo

Con la creciente evidencia de que el átomo está compuesto de partículas aún más pequeñas, se puso atención a cómo se relacionaban dichas partículas. A principios del siglo XX, Thomson razonó que puesto que los electrones solo contribuyen con una fracción muy pequeña a la masa de un átomo, probablemente serían responsables de una fracción igualmente pequeña del tamaño del átomo. Entonces propuso que el átomo era una esfera de materia con carga positiva uniforme en la cual los electrones estaban incrustados como las pasas en un pudín o las semillas en una sandía (► **FIGURA 1.23**). Este modelo, también conocido como *pudín con pasas*, porque recordaba al tradicional postre inglés, tuvo una aceptación muy breve.



▲ **FIGURA 1.23 Modelo del "pudín con pasas" del átomo de J.J. Thomson.** Ernest Rutherford demostró que este modelo era erróneo.

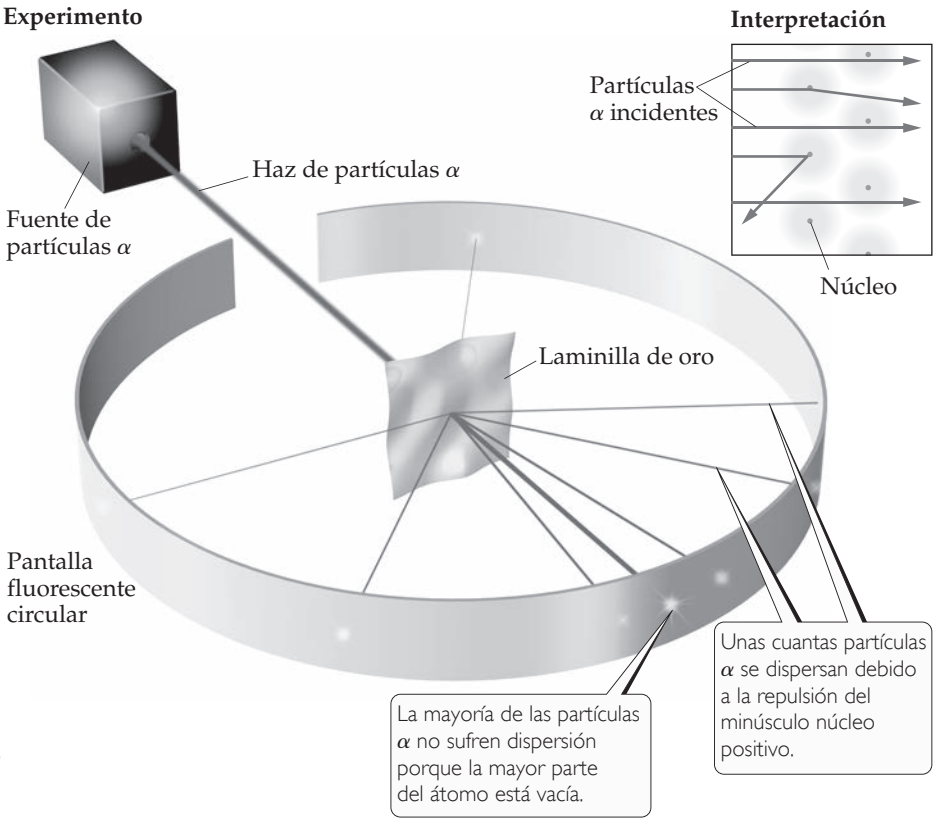
En 1910 Rutherford estudiaba los ángulos de desviación o *dispersión* de las partículas α, a medida que pasaban a través de una delgada laminilla de oro (▼ **FIGURA 1.24**). Descubrió que casi todas las partículas α pasaban directamente a través de la laminilla sin desviación, mientras que unas cuantas partículas se desviaban aproximadamente un grado, lo que era congruente con el modelo del pudín con pasas de Thomson. Para estar seguros por completo, Rutherford sugirió que Ernest Marsden, un estudiante universitario que trabajaba en el laboratorio, buscara evidencia de dispersión en ángulos grandes. Para sorpresa de todos, se observó una pequeña cantidad de partículas que se dispersaban en ángulos grandes, en tanto que algunas partículas se dispersaban hacia atrás en la dirección de donde provenían. Estos resultados no encontraron una explicación evidente de inmediato, pero eran claramente incongruentes con el modelo del pudín con pasas de Thomson.

Rutherford explicó los resultados postulando el **modelo nuclear** del átomo, un modelo en el cual la mayor parte de la masa de cada átomo de oro y toda su carga positiva residen en una región muy pequeña y extremadamente densa a la que llamó **núcleo**. Después, postuló que casi todo el volumen de un átomo es espacio vacío en el que los electrones se mueven alrededor del núcleo. En el experimento de dispersión de partículas α, la mayoría de las partículas pasaron sin dispersarse a través de la laminilla debido a que no encontraron el diminuto núcleo de algún átomo de oro. Sin embargo, de vez en cuando, una partícula α se acerca a un núcleo de oro. La repulsión entre la elevada carga positiva del núcleo de oro y la carga positiva de la partícula α fue lo suficientemente fuerte para desviar la partícula, como se muestra en la figura 1.24.

Experimentos posteriores condujeron al descubrimiento de partículas positivas (*protones*) y partículas neutras (*neutrones*) en el núcleo. Los protones fueron descubiertos en 1919 por Rutherford y los neutrones en 1932 por el científico británico James Chadwick (1891-1972). Así, el átomo está compuesto de electrones, protones y neutrones.

IMAGINE

¿Cuál es la carga de las partículas que forman el haz?



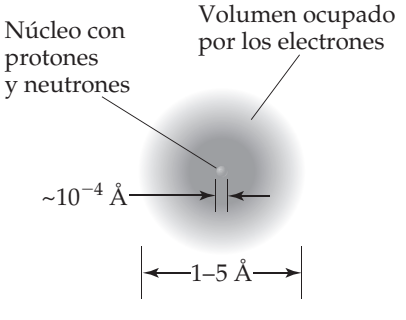
► FIGURA 1.24 Experimento de Rutherford sobre la dispersión de partículas α. Cuando las partículas α pasan a través de la laminilla de oro, la mayoría de ellas no sufre desviación, pero unas cuantas se dispersan, algunas inclusive en ángulos grandes. De acuerdo con el modelo del átomo de pudín con pasas, las partículas solo deberían experimentar muy pequeñas desviaciones. El modelo nuclear del átomo explica por qué unas cuantas partículas α se dispersan en ángulos grandes. La mayor parte del espacio alrededor del núcleo está vacía, excepto por los minúsculos electrones que se mueven a su alrededor.

ACTIVIDAD

Responda lo siguiente.

1. ¿Qué tipo de carga tienen las partículas α?
2. ¿Qué le ocurre a la mayoría de las partículas α que golpean la laminilla de oro en el experimento de Rutherford?
3. ¿Qué demuestra este comportamiento?

1.7 CONCEPCIÓN MODERNA DE LA ESTRUCTURA ATÓMICA



▲ FIGURA 1.25 Estructura del átomo. Una nube de electrones que se mueven con rapidez ocupa la mayor parte del volumen atómico. El núcleo ocupa una minúscula región en el centro del átomo, y contiene protones y neutrones. En el núcleo está prácticamente toda la masa del átomo.

Desde la época de Rutherford, conforme los físicos han aprendido más y más sobre los núcleos atómicos, la lista de partículas que forman el núcleo ha crecido y continúa haciéndolo. Sin embargo, como químicos se puede adoptar una visión sencilla del átomo porque solo tres partículas subatómicas, el **protón**, el **neutrón** y el **electrón**, se relacionan con el comportamiento químico.

Ya se señaló que la carga de un electrón es -1.602×10^{-19} C. La de un protón es igual en magnitud, $+1.602 \times 10^{-19}$ C. La cantidad 1.602×10^{-19} C se conoce como **carga electrónica**. Por conveniencia, las cargas de las partículas atómicas y subatómicas generalmente se expresan como múltiplos de esta carga, y no en coulombs. Así, la carga del electrón es $1-$ y la del protón es $1+$ (*Nota:* Las unidades de estos valores son unidades atómicas). Los neutrones son eléctricamente neutros (de ahí su nombre). *Todo átomo tiene igual número de electrones y protones; por lo tanto, los átomos no tienen carga eléctrica neta.*

Los protones y neutrones residen en el minúsculo núcleo del átomo. La mayor parte del volumen de un átomo es el espacio donde residen los electrones (**◄ FIGURA 1.25**). Los electrones son atraídos por los protones del núcleo mediante la fuerza electrostática que existe entre las partículas de carga eléctrica opuesta. En capítulos posteriores veremos que la magnitud de las fuerzas atractivas entre los electrones y el núcleo puede utilizarse para explicar muchas de las diferencias entre elementos.

ACTIVIDAD

Responda lo siguiente.

1. Si un átomo tiene 15 protones, ¿cuál es su número de electrones?
2. ¿En qué parte del átomo residen los protones?
3. Investigue en diversas fuentes qué estudios nuevos hay acerca de las diversas partículas subatómicas, y en plenaria discutan cuál es la importancia actual del estudio de las partículas subatómicas. Al finalizar redacte un escrito donde describa la importancia de este fenómeno.

Los átomos tienen masas extremadamente pequeñas. Por ejemplo, la masa del átomo más pesado que se conoce es de aproximadamente 4×10^{-22} g. Ya que sería engorroso expresar masas tan pequeñas en gramos, se utiliza la **unidad de masa atómica** (uma)*; 1 uma $= 1.66054 \times 10^{-24}$ g. Un protón tiene una masa de 1.0073 uma, un neutrón de 1.0087 uma, y un electrón de 5.486×10^{-4} uma (▼ TABLA 1.4). Como se necesitarían 1836 electrones para igualar la masa de un protón o de un neutrón, el núcleo contiene la mayor parte de la masa de un átomo.

La mayoría de los átomos tienen diámetros de entre 1×10^{-10} m y 5×10^{-10} m. Una unidad de longitud conveniente, aunque no del SI, utilizada para dimensiones atómicas es el **angstrom** (Å); 1 Å $= 1 \times 10^{-10}$ m. Así, los átomos tienen diámetros de aproximadamente 1 a 5 Å. Por ejemplo, el diámetro de un átomo de cloro es de 200 pm o 2.0 Å.

EJERCICIO RESUELTO 1.2 Tamaño atómico

El diámetro de una moneda de 10 centavos de dólar mide 17.9 mm y el diámetro de un átomo de plata mide 2.88 Å. ¿Cuántos átomos de plata se podrían acomodar, uno al lado del otro, a lo largo del diámetro de la moneda?

SOLUCIÓN

La incógnita es el número de átomos de plata (Ag). Utilizando la relación 1 átomo de Ag = 2.88 Å como factor de conversión que relaciona el número de átomos y la distancia, se puede comenzar con el diámetro de la moneda, convirtiendo primero esta distancia a angstroms y después empleando el diámetro de un átomo de Ag para convertir la distancia al número de átomos de Ag:

$$\text{Átomos de Ag} = (17.9\ \cancel{\text{mm}})\left(\frac{10^{-3}\ \cancel{\text{m}}}{1\ \cancel{\text{mm}}}\right)\left(\frac{1\ \cancel{\text{Å}}}{10^{-10}\ \cancel{\text{m}}}\right)\left(\frac{1\ \text{átomo de Ag}}{2.88\ \cancel{\text{Å}}}\right) = 6.22 \times 10^{7}\ \text{átomos de Ag}$$

Es decir, ¡62.2 millones de átomos de plata podrían situarse, uno al lado de otro, a lo largo del diámetro de la moneda!

EJERCICIO DE PRÁCTICA

El diámetro de un átomo de carbono es 1.54 Å. *a*) Exprese el diámetro en picómetros. *b*) ¿Cuántos átomos de carbono podrían alinearse, uno al lado del otro, a través del ancho de una línea trazada por un lápiz, la cual tiene un espesor de 0.20 mm?

Respuestas: *a*) 154 pm, *b*) 1.3×10^{6} átomos de C.

El diámetro de un núcleo atómico es de aproximadamente 10^{-4} Å, solo una pequeña fracción del diámetro del átomo como un todo. Es posible apreciar los tamaños relativos del átomo y su núcleo imaginándose que si el átomo de hidrógeno fuera tan grande como un estadio de fútbol, el núcleo tendría el tamaño de una pequeña canica.

TABLA 1.4 • Comparación del protón, neutrón y electrón

Partícula	Carga (ua)	Masa (uma)
Protón	Positiva (1+)	1.0073
Neutrón	Ninguna (neutra)	1.0087
Electrón	Negativa (1−)	5.486×10^{-4}

*La abreviatura del SI para la unidad de masa atómica es u. Aquí se utilizará la abreviatura más común, uma.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Resuelva correctamente el siguiente ejercicio.

Un cubo de oro de 1.00 cm por lado tiene una masa de 19.3 g. Un solo átomo de oro tiene una masa de 197.0 uma. *a*) ¿Cuántos átomos de oro hay en el cubo? *b*) A partir de la información dada, estime el diámetro en Å de un solo átomo de oro. *c*) ¿Cuáles suposiciones hizo para llegar a la respuesta del inciso *b*)?

UNA MIRADA DE CERCA

FUERZAS BÁSICAS

En la naturaleza se conocen cuatro fuerzas básicas: **1.** gravitacional, **2.** electromagnética, **3.** nuclear fuerte y **4.** nuclear débil. Las *fuerzas gravitacionales* son fuerzas atractivas que actúan entre todos los objetos en proporción de sus masas. Las fuerzas gravitacionales entre átomos o entre partículas subatómicas son tan pequeñas que carecen de importancia química.

Las *fuerzas electromagnéticas* son fuerzas atractivas o repulsivas que actúan entre objetos cargados eléctrica o magnéticamente. Las fuerzas eléctricas son importantes para entender el comportamiento químico de los átomos. La magnitud de la fuerza eléctrica entre dos partículas cargadas está dada por la *ley de Coulomb*: $F = kQ_1Q_2/d^2$, donde Q_1 y Q_2 son las magnitudes de las cargas de las dos partículas, d es la distancia entre sus centros, y k es una constante determinada por las unidades para Q y d. Un valor negativo para la fuerza indica atracción, mientras que un valor positivo significa repulsión.

Todos los núcleos, excepto los de los átomos de hidrógeno, contienen dos o más protones. Como cargas semejantes se repelen, la repulsión eléctrica haría que los protones se apartaran entre sí, pero la *fuerza nuclear fuerte* se encarga de mantenerlos juntos. Esta fuerza actúa entre partículas subatómicas, como en el núcleo. A esta distancia, la fuerza nuclear fuerte atractiva es más intensa que la fuerza eléctrica repulsiva entre las cargas positivas, y así el núcleo permanece unido.

La *fuerza nuclear débil* es mucho menos intensa que la fuerza eléctrica, pero más intensa que la fuerza gravitacional. Su existencia se manifiesta en ciertos tipos de radiactividad.

ACTIVIDAD

Realice el siguiente ejercicio y describa lo que significa el resultado obtenido:

Utilice la ley de Coulomb, $F = kQ_1Q_2/d^2$, para calcular la fuerza eléctrica en un electrón ($Q = -1.6 \times 10^{-19}$ C) ejercida por un protón, si las partículas están separadas por una distancia de 0.53×10^{-10} m. La constante k en la ley de Coulomb es 9.0×10^9 N • m^2/C^2. (La unidad abreviada N es el newton, la unidad del SI para la fuerza).

Debido a que el diminuto núcleo contiene la mayor parte de la masa del átomo en tan pequeño volumen, tiene una densidad asombrosa, del orden de 10^{13} a 10^{14} g/cm^3. Una caja de cerillos llena de un material de tal densidad pesaría ¡más de 2500 millones de toneladas!

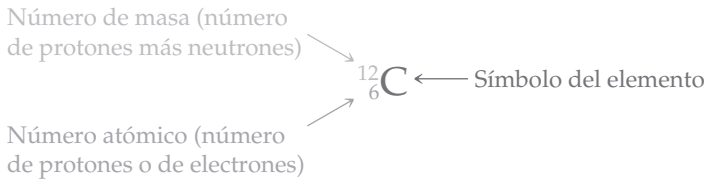
Los electrones desempeñan la función más importante en las reacciones químicas. El significado de representar la región que contiene a los electrones como una nube difusa se comprenderá en los siguientes temas, cuando se consideren las energías y los arreglos espaciales de los electrones.

Números atómicos, números de masa e isótopos

Lo que hace que un átomo de un elemento sea diferente de un átomo de otro elemento es que los átomos de cada elemento tienen un *número característico de protones*. De hecho, el número de protones en un átomo de cualquier elemento en particular se conoce como el **número atómico** de este. Ya que un átomo no tiene carga eléctrica neta, el número de electrones que contiene debe ser igual al número de protones. Por ejemplo, todos los átomos de carbono tienen seis protones y seis electrones, mientras que todos los átomos de oxígeno tienen ocho protones y ocho electrones. Así, el número atómico del carbono es 6, mientras que el número atómico del oxígeno es 8. El número atómico de cada elemento aparece con su nombre y su símbolo en la segunda de forros de este libro.

Los átomos de un elemento determinado pueden diferir en el número de neutrones que contienen y, como consecuencia, en su masa. Por ejemplo, la mayoría de los átomos de carbono tienen seis neutrones, aunque algunos tienen más y otros menos. El símbolo $^{12}_{6}C$ (se lee "carbono doce", carbono-12) representa al átomo de carbono que contiene seis protones y

seis neutrones. El número atómico está representado por el subíndice; el superíndice, conocido como **número de masa**, es el número de protones más neutrones en el átomo:



Como todos los átomos de un elemento determinado tienen el mismo número atómico, el subíndice es redundante y con frecuencia se omite. Así, el símbolo del carbono-12 puede representarse simplemente como ^{12}C. Como un ejemplo más de esta notación, los átomos de carbono que contienen seis protones y ocho neutrones tienen un número de masa de 14, se representan como $^{14}_{6}C$ o ^{14}C, y se conocen como carbono-14.

Los átomos con números atómicos idénticos, pero con números de masa diferentes (es decir, igual número de protones, pero diferente número de neutrones) se conocen como **isótopos**. La ▼ TABLA 1.5 presenta varios isótopos del carbono. En general, se utilizará la notación con superíndices solo al hacer referencia a un isótopo particular de un elemento.

TABLA 1.5 • Algunos isótopos del carbono*

Símbolo	Número de protones	Número de electrones	Número de neutrones
^{11}C	6	6	5
^{12}C	6	6	6
^{13}C	6	6	7
^{14}C	6	6	8

*Casi el 99% del carbono encontrado en la naturaleza es ^{12}C.

EJERCICIO RESUELTO 1.3 Cálculo del número de partículas subatómicas en los átomos

¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en *a*) un átomo de ^{197}Au, *b*) un átomo de estroncio-90?

SOLUCIÓN

a) El superíndice 197 es el número de masa (protones + neutrones). De acuerdo con la lista de elementos en la segunda de forros, el oro tiene un número atómico de 79. En consecuencia, un átomo de ^{197}Au tiene 79 protones, 79 electrones y $197 - 79 = 118$ neutrones. *b*) El número atómico del estroncio (listado en la segunda de forros) es 38. Así, todos los átomos de este elemento tienen 38 protones y 38 electrones. El isótopo del estroncio-90 tiene $90 - 38 = 52$ neutrones.

EJERCICIOS DE PRÁCTICA

1. *a*) Defina los términos número atómico y número de masa. *b*) ¿Cuál de estos puede variar sin modificar la identidad del elemento?
2. ¿Cuántos protones, electrones y neutrones existen en: *a*) un átomo de ^{138}Ba, *b*) un átomo de fósforo-31?

Respuesta pregunta 2: *a*) 56 protones, 56 electrones y 82 neutrones; *b*) 15 protones, 15 electrones y 16 neutrones.

EJERCICIO RESUELTO 1.4 Uso de símbolos para los átomos

El magnesio tiene tres isótopos con números de masa 24, 25 y 26. *a*) Escriba el símbolo químico completo (superíndice y subíndice) de cada uno de ellos. *b*) ¿Cuántos neutrones hay en un átomo de cada isótopo?

SOLUCIÓN

a) El magnesio tiene un número atómico de 12, así que todos los átomos de magnesio contienen 12 protones y 12 electrones. Por lo tanto, los tres isótopos se representan como $^{24}_{12}Mg$, $^{25}_{12}Mg$ y $^{26}_{12}Mg$. *b*) El número de neutrones en cada isótopo es el número de masa menos el número de protones. Entonces, los números de neutrones en un átomo de cada isótopo son 12, 13 y 14, respectivamente.

ACTIVIDAD

Cada uno de los siguientes isótopos se emplea en medicina. Indique el número de protones y neutrones en cada isótopo, y complete el cuadro.

Isótopo	Símbolo	Protones	Neutrones
Fósforo-32			
Cromo-51			
Cobalto-6			
Tecnecio-99			
Talio-201			
Yodo-131			

1.8 MASAS ATÓMICAS

Los átomos son pequeños fragmentos de materia, por lo que tienen masa.

Los científicos del siglo XIX estaban conscientes de que los átomos de diferentes elementos tenían masas diferentes. Por ejemplo, encontraron que cada 100.0 g de agua contenía 11.1 g de hidrógeno y 88.9 g de oxígeno. Así, el agua contiene $88.9/11.1 = 8$ veces tanto oxígeno en masa como hidrógeno. Una vez que los científicos comprendieron que el agua contiene dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno, concluyeron que un átomo de oxígeno debe tener $2 \times 8 = 16$ veces tanta masa como un átomo de hidrógeno. Al hidrógeno, el átomo más ligero, se le asignó de manera arbitraria una masa relativa de 1 (sin unidades). Las masas atómicas de otros elementos primero se determinaron en relación con este valor. Por lo tanto, al oxígeno se le asignó una masa atómica de 16.

En la actualidad se pueden determinar las masas de átomos individuales con un alto grado de exactitud. Por ejemplo, se sabe que el átomo de ^{1}H tiene una masa de 1.6735×10^{-24} g y el átomo de ^{16}O tiene una masa de 2.6560×10^{-23} g. Como se observó en la sección 1.6, es conveniente emplear la *unidad de masa atómica* (uma) cuando se manejan estas masas extremadamente pequeñas:

$$1 \text{ uma} = 1.66054 \times 10^{-24} \text{ g y } 1 \text{ g} = 6.02214 \times 10^{23} \text{ uma}$$

En la actualidad, la unidad de masa atómica se define asignando una masa de exactamente 12 uma a un átomo del isótopo de carbono ^{12}C. En esas unidades, un átomo de ^{1}H tiene una masa de 1.0078 uma, y un átomo de ^{16}O tiene una masa de 15.9949 uma.

Masa atómica

La mayoría de los elementos se encuentran en la naturaleza como mezclas de isótopos. Se puede determinar la *masa atómica promedio* de un elemento, generalmente llamada la **masa atómica** (o peso atómico) del elemento, utilizando las masas de sus isótopos y sus abundancias relativas:

$$\text{Masa atómica} = \sum_{\text{sobre todos los isótopos del elemento}} [(\text{masa del isótopo}) \times (\text{abundancia fraccionaria del isótopo})] \quad [1.1]$$

Por ejemplo, el carbono presente en la naturaleza está compuesto por 98.93% de ^{12}C y 1.07% de ^{13}C. Las masas de esos isótopos son 12 uma (exactamente) y 13.00335 uma, respectivamente, lo que constituye la masa atómica del carbono:

$$(0.9893)(12 \text{ uma}) + (0.0107)(13.00335 \text{ uma}) = 12.01 \text{ uma}$$

Las masas atómicas de los elementos se presentan tanto en la tabla periódica como en la tabla de elementos en la segunda de forros de este libro.

PIÉNSELO UN POCO

Un átomo particular de cromo tiene una masa de 52.94 uma, mientras que la masa atómica del cromo es de 51.99 uma. Explique la diferencia entre las dos masas.

EJERCICIO RESUELTO 1.5 Cálculo de la masa atómica de un elemento a partir de las abundancias isotópicas

El cloro que se encuentra en la naturaleza es 75.78% de ^{35}Cl (masa atómica de 34.969 uma) y 24.22% de ^{37}Cl (masa atómica de 36.966 uma). Calcule la masa atómica del cloro.

SOLUCIÓN

Se puede calcular la masa atómica si la abundancia de cada isótopo se multiplica por su masa atómica y, después, se suman esos productos. Como 75.78% = 0.7578 y 24.22% = 0.2422, se tiene que

$$\begin{aligned}\text{Masa atómica} &= (0.7578)(34.969 \text{ uma}) + (0.2422)(36.966 \text{ uma}) \\ &= 26.50 \text{ uma} + 8.953 \text{ uma} \\ &= 35.45 \text{ uma}\end{aligned}$$

Esta respuesta tiene sentido: la masa atómica, que en realidad es la masa atómica promedio, se ubica entre las masas de los dos isótopos y está más cerca del valor del ^{35}Cl, que es el isótopo más abundante.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

En la naturaleza existen tres isótopos del silicio: ^{28}Si (92.23%), con masa atómica de 27.97693 uma; ^{29}Si (4.68%), con masa atómica de 28.97649 uma; y ^{30}Si (3.09%), con masa atómica de 29.97377 uma. Calcule la masa atómica del silicio.

Respuesta: 28.09 uma

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Escriba el símbolo correcto, incluyendo tanto el superíndice como el subíndice, para cada uno de los siguientes isótopos: *a*) el isótopo del platino que contiene 118 neutrones, *b*) el isótopo del kriptón con número de masa 84, *c*) el isótopo del arsénico con número de masa 75, *d*) el isótopo de magnesio que tiene el mismo número de protones que de neutrones.
2. Una de las formas mediante las cuales se puede comprender la evolución de la Tierra como planeta es midiendo la cantidad de ciertos isótopos en las rocas. Una cantidad medida recientemente es la razón entre ^{129}Xe y ^{130}Xe en algunos minerales. ¿De qué manera estos dos isótopos difieren entre sí? ¿En cuáles aspectos son iguales?
3. *a*) ¿Cuál es el isótopo que se utiliza como estándar para establecer la escala de la masa atómica? *b*) La masa atómica del boro se reportó como 10.81; sin embargo, ningún átomo de boro tiene una masa igual a 10.81 uma. Explique por qué.

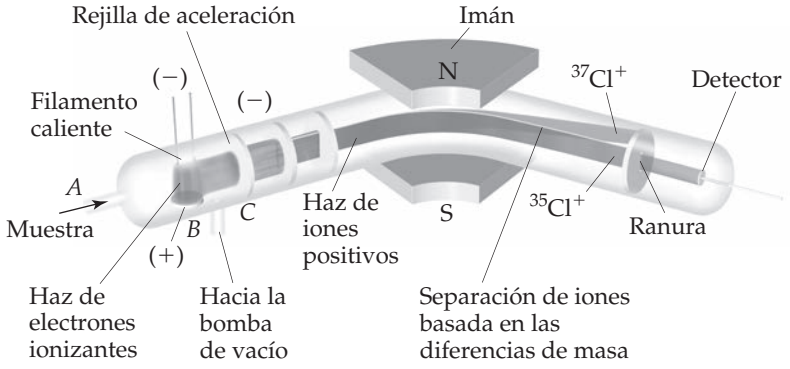
UNA MIRADA DE CERCA

EL ESPECTRÓMETRO DE MASAS

El medio más exacto para determinar masas atómicas es el **espectrómetro de masas** (▼ **FIGURA 1.26**). Una muestra gaseosa se introduce por *A* y es bombardeada en *B* por un flujo de electrones de alta energía. Las colisiones entre los electrones y los átomos o las moléculas del gas producen partículas cargadas positivamente que, entonces, se aceleran hacia una rejilla cargada negativamente (*C*). Después de que las partículas pasan a través de la rejilla, se encuentran con dos ranuras que solo permiten el paso de un delgado haz de partículas. Luego, este haz pasa entre los polos de un imán, el cual desvía las partículas en una trayectoria curva. Para partículas con la misma carga, la magnitud de la desviación depende de la masa: cuanto más masiva sea la partícula, menor es la desviación. Por lo tanto, las partículas se separan de acuerdo con sus masas. Al modificar la fuerza del campo magnético o el voltaje acelerador en la rejilla, se pueden seleccionar partículas cargadas con masas diferentes para que entren al detector.

A la gráfica de la intensidad de la señal del detector contra la masa atómica de la partícula se le llama *espectro de masas* (► **FIGURA 1.27**). El análisis de un espectro de masas proporciona tanto las masas de las partículas cargadas que llegaron al detector como sus abundancias relativas, las cuales se obtienen de las intensidades de la señal. Conociendo la masa atómica y la abundancia de cada isótopo, se puede calcular la masa atómica de un elemento, como se vio en el ejercicio resuelto 1.5.

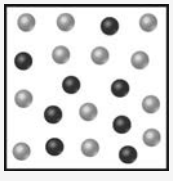
En la actualidad, los espectrómetros de masas se utilizan a menudo para identificar compuestos químicos y analizar mezclas de sustancias. Cualquier molécula que pierde electrones se puede separar para formar un arreglo de fragmentos cargados positivamente. El espectrómetro de masas mide las masas de esos fragmentos, y produce una "huella" química de la molécula que proporciona pistas sobre cómo estaban conectados los átomos en la molécula original. Así, un químico podría emplear esta técnica para determinar la estructura molecular de un compuesto recién sintetizado, o bien, para identificar un contaminante en el ambiente.



◄ **FIGURA 1.26** **Espectrómetro de masas.** Los átomos de Cl se introducen por *A* y se ionizan para formar iones Cl^+, que se dirigen a través de un campo magnético. Las trayectorias de los iones de los dos isótopos del Cl divergen al pasar por el campo.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Con los temas estudiados hasta ahora, genere un mapa conceptual debidamente estructurado y jerarquizado de la evolución en la concepción del átomo.
2. Realice una rueda de atributos del átomo en el que indique todas las características del mismo, descubiertas hasta el momento.
3. El siguiente diagrama es una representación de 20 átomos de un elemento ficticio, al que llamaremos nevadio (Nv). Las esferas negras son ^{293}Nv, y las esferas grises son ^{295}Nv. *a*) Suponiendo que esta muestra es estadísticamente representativa del elemento, calcule el porcentaje de abundancia de cada elemento. *b*) Si la masa de ^{293}Nv es 293.15 uma y la de ^{295}Nv es 295.15 uma, ¿cuál es la masa atómica del Nv?



REFLEXIÓN

¿Comprendo la evolución de los modelos que comienzan a plantear la estructura del átomo? ¿Visualizo la diferencia entre isótopos de un mismo elemento?

ACTIVIDAD

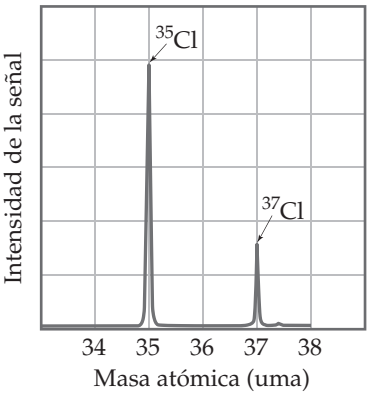
Investigue en diversas fuentes la espectrometría de masas y conteste de la forma más completa posible las siguientes preguntas.

1. *a*) ¿De qué manera fundamental se relaciona la espectrometría de masas con los experimentos de rayos catódicos de Thomson? *b*) ¿Qué significan los rótulos de los ejes de un espectro de masas? *c*) Para medir el espectro de masas de un átomo, este primero debe perder uno o más electrones. ¿Por qué razón?
2. *a*) Uno de los componentes del espectrómetro de masas en la figura 1.26 es un imán. ¿Cuál es el propósito del imán? *b*) La masa atómica del Cl es 35.5 uma. Sin embargo, el espectro de masas del Cl (figura 1.27) no muestra un pico en dicha masa. Explique por qué. *c*) Un espectro de masas de átomos de fósforo (P) muestra solamente un pico en una masa de 31. ¿Qué concluye a partir de esta observación?
3. El magnesio tiene los siguientes isótopos que se presentan naturalmente, con las siguientes abundancias:

Isótopo	Abundancia	Masa atómica (uma)
^{24}Mg	78.99%	23.98504
^{25}Mg	10.00%	24.98584
^{26}Mg	11.01%	25.98259

a) ¿Cuál es la masa atómica promedio del Mg? *b*) Trace el espectro de masas del Mg.

4. La espectrometría de masas se aplica con mayor frecuencia en moléculas que en átomos. El espectro de masas del H_2 se toma en condiciones que evitan la descomposición en átomos de H. Los dos isótopos del hidrógeno que se presentan naturalmente son ^1H (masa atómica = 1.00783 uma; abundancia 99.9885%) y ^2H (masa atómica = 2.01410 uma; abundancia 0.0115%). *a*) ¿Cuántos picos tendrá el espectro de masas? *b*) Indique las masas atómicas relativas de cada uno de estos picos. *c*) ¿Cuál de estos picos será el más grande y cuál el más pequeño?



▲ **FIGURA 1.27 Espectro de masas del cloro atómico.** Las abundancias fraccionarias de los isótopos ^{35}Cl y ^{37}Cl están indicadas por las intensidades de la señal relativas de los haces que llegan al detector del espectrómetro de masas.

1.9 ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS: NATURALEZA ONDULATORIA DE LA LUZ

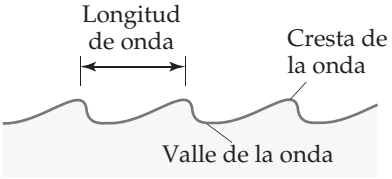
¿QUÉ SUCEDE CUANDO ALGUIEN enciende una luz de neón? Los electrones de los átomos de neón se excitan hacia un nivel de energía más alto por medio de la electricidad. Un electrón puede permanecer en un estado de mayor energía por muy poco tiempo, y emite luz cuando regresa a un nivel de energía más bajo. El resplandor resultante se explica mediante uno de los descubrimientos más revolucionarios del siglo XX, la *teoría cuántica*, que explica gran parte del comportamiento de los electrones en los átomos.

Gran parte del conocimiento actual sobre la estructura electrónica de los átomos provino del análisis de la luz que emiten o absorben las sustancias. Por lo tanto, para comprender la estructura electrónica debemos aprender un poco más sobre la luz. La luz que percibimos con nuestros ojos, la *luz visible*, es un ejemplo de **radiación electromagnética**. Puesto que esta transporta la energía a través del espacio, también se le conoce como *energía radiante*.

Existen muchos tipos de radiación electromagnética además de la luz visible. Estas diferentes formas —como las ondas de radio que llevan la música hasta nuestros aparatos de radio, la radiación infrarroja (calor) de una chimenea ardiente y los rayos X— tal vez parezcan muy diferentes entre sí, pero comparten ciertas características fundamentales.

Todos los tipos de radiación electromagnética se mueven a través del vacío a una velocidad de 3.00×10^8 m/s, la *velocidad de la luz*. Todos tienen características ondulatorias parecidas a las de las ondas que se mueven en el agua. Las ondas en el agua resultan de la

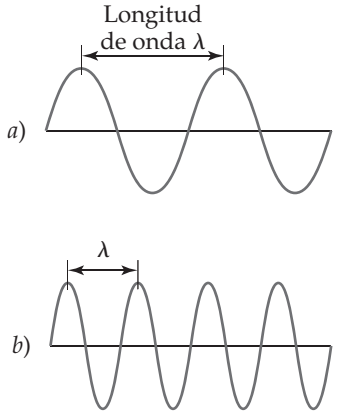
▲ **FIGURA 1.28 Ondas en el agua.** El movimiento de un barco en el agua forma ondas que se alejan de la embarcación.



▲ **FIGURA 1.29 Ondas de agua.** La *longitud de onda* es la distancia entre dos crestas adyacentes o dos valles adyacentes.

IMAGINE

¿Si la onda *a*) tiene una longitud de onda de 1.0 m y una frecuencia de 3.0 × 10^8 ciclos/s, ¿cuál es la longitud de onda y la frecuencia de la onda *b*)?



▲ **FIGURA 1.30 Ondas electromagnéticas.** Al igual que las ondas de agua, la radiación electromagnética se caracteriza por una longitud de onda. Observe que cuanto más corta es la longitud de onda, λ, mayor es la frecuencia, ν. La longitud de onda en *b*) es la mitad que en el caso *a*), y la frecuencia de la onda en *b*) es, por lo tanto, el doble de la frecuencia en *a*).

energía que se le transmite, tal vez por lanzar una piedra o por el movimiento de un barco en la superficie del mar (▲ **FIGURA 1.28**). Esta energía se manifiesta en forma de movimientos hacia arriba y hacia abajo en el agua.

La sección transversal de una onda de agua (▲ **FIGURA 1.29**) muestra su comportamiento periódico, lo que significa que el patrón de las crestas y valles se repite a intervalos regulares. La distancia entre dos crestas adyacentes (o entre dos valles adyacentes) se conoce como **longitud de onda**. El número de longitudes de onda completas, o *ciclos*, que pasan por un punto determinado cada segundo es la **frecuencia** de la onda.

Al igual que en el caso de las ondas de agua, se puede asignar una frecuencia y una longitud de onda a las ondas electromagnéticas, como se muestra en la ◀ **FIGURA 1.30**. Estas y todas las demás características de la onda de la radiación electromagnética se deben a las oscilaciones periódicas de las intensidades de los campos eléctricos y magnéticos asociados con la radiación.

La velocidad de las ondas de agua puede variar dependiendo de cómo se generan; por ejemplo, las ondas producidas por una lancha veloz viajan más rápido que las producidas por un bote de remos. En contraste, toda la radiación electromagnética se mueve con la misma velocidad, 3.00 × 10^8 m/s, la velocidad de la luz. Como resultado, la longitud de onda y la frecuencia de la radiación electromagnética siempre se relacionan de la misma manera. Si la longitud de onda es grande, habrá menos ciclos de la onda que pasan por un punto cada segundo, y la frecuencia será menor. De forma inversa, una onda con alta frecuencia, debe tener una longitud de onda corta. Esta relación inversa entre la frecuencia y la longitud de onda de la radiación electromagnética puede expresarse mediante la ecuación

$$c = \lambda\nu \qquad [1.2]$$

donde c es la velocidad de la luz, λ (lambda) es la longitud de onda, y ν (nu) es la frecuencia.

¿Por qué las distintas formas de radiación electromagnética tienen propiedades diferentes? Sus diferencias se deben a sus distintas longitudes de onda. La ▶ **FIGURA 1.31** muestra los distintos tipos de radiación electromagnética en orden creciente de longitud de onda, una visualización llamada *espectro electromagnético*. Observe que las longitudes de onda abarcan un amplio intervalo. Las longitudes de onda de los rayos gamma son similares a los diámetros del núcleo de un átomo, mientras que las longitudes de onda de las ondas de radio pueden ser más largas que las dimensiones de campo de fútbol. Observe también que la luz visible, que corresponde a longitudes de onda entre 400 y 750 nm (4 × 10^{-7} m a 7 × 10^{-7} m), son una parte extremadamente pequeña del espectro electromagnético. La unidad de longitud generalmente elegida para expresar la longitud de onda depende del tipo de radiación, como se muestra en la ▼ **TABLA 1.6**.

TABLA 1.6 • Unidades comunes de longitud de onda para la radiación electromagnética

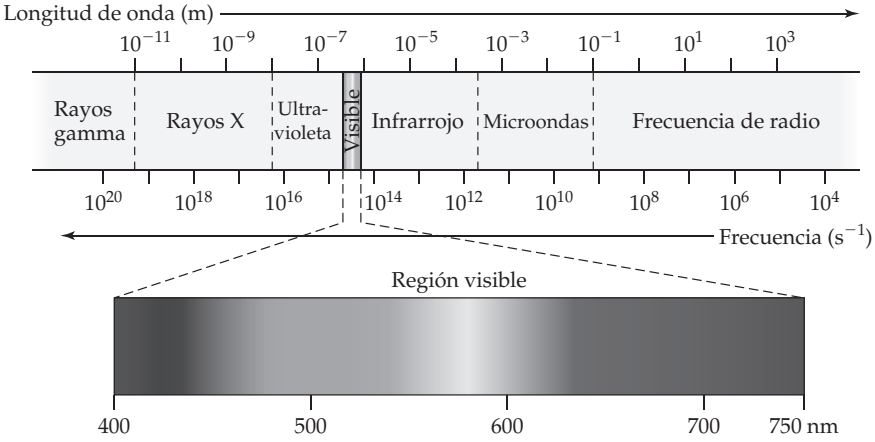
Unidad	Símbolo	Longitud (m)	Tipo de radiación
Angstrom	Å	10^{-10}	Rayos X
Nanómetro	nm	10^{-9}	Ultravioleta, visible
Micrómetro	μm	10^{-6}	Infrarrojo
Milímetro	mm	10^{-3}	Microonda
Centímetro	cm	10^{-2}	Microonda
Metro	m	1	TV, radio
Kilómetro	km	1000	Radio

REFLEXIÓN

¿Comprendo la radiación electromagnética y soy capaz de describirla?

IMAGINE

¿Cómo se comparan la longitud de onda y la frecuencia de los rayos X con las de la luz roja de un letrero de neón?

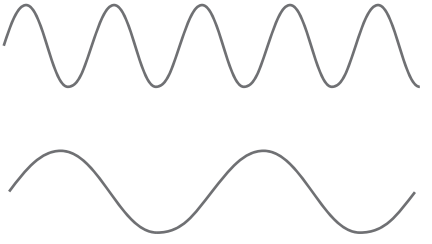


◀ **FIGURA 1.31 Espectro electromagnético.** Las longitudes de onda del espectro oscilan desde los rayos gamma que son muy cortas, hasta las ondas de radio que son muy largas. La región visible (de 400 a 750nm) corresponde a los siete colores del arcoíris (de izquierda a derecha): violeta, índigo, azul, verde, amarillo, naranja y rojo.

La frecuencia se expresa en ciclos por segundo, una unidad también conocida como *hertz* (Hz). Como se entiende que hay ciclos implicados, las unidades de frecuencia en general se expresan simplemente como "por segundo", lo que se denota como s^{-1} o /s. Por ejemplo, una frecuencia de 820 kilohertz (kHz), que es común para una estación de radio AM, podría escribirse como 820 kHz, 820,000 Hz, 820,000 s^{-1}, o bien, 820,000/s.

EJERCICIO RESUELTO 1.6 Conceptos de longitud de onda y frecuencia

Al margen se presentan dos ondas electromagnéticas. *a*) ¿Qué onda tiene mayor frecuencia? *b*) Si una onda representa la luz visible y la otra representa radiación infrarroja, ¿cuál es cuál?



SOLUCIÓN

a) La onda que se ilustra en la parte inferior tiene mayor longitud de onda (una distancia mayor entre las crestas). A mayor longitud de onda, menor frecuencia ($\nu = c/\lambda$). Por lo tanto, la onda inferior tiene menor frecuencia y la superior tiene mayor frecuencia.

b) El espectro electromagnético (figura 1.31) indica que la radiación infrarroja tiene una longitud de onda mayor que la luz visible. Entonces, la onda inferior corresponde a la radiación infrarroja.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Si una de las ondas al margen representa luz azul y la otra luz roja, ¿cuál es cuál?

Respuesta: El pie de la figura 1.31 nos indica que la luz roja tiene una longitud de onda mayor que la luz azul. La onda inferior tiene longitud de onda mayor (menor frecuencia), por lo que sería la luz roja.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Resuelva los siguientes planteamientos.

1. ¿Cuál es la relación que existe entre la frecuencia y la longitud de onda?
2. ¿Cuáles son las unidades básicas del SI para: *a*) la longitud de onda de la luz, *b*) la frecuencia de la luz, *c*) la velocidad de la luz?
3. Clasifique cada uno de los siguientes enunciados como falso o verdadero. Corrija aquellos enunciados que sean falsos. *a*) La luz visible es una forma de radiación electromagnética. *b*) La luz ultravioleta tiene una longitud de onda mayor que la luz visible. *c*) Los rayos X viajan más rápido que las microondas. *d*) La radiación electromagnética y las ondas sonoras viajan a la misma velocidad. Explique

cómo se relaciona el espectro de líneas con el concepto de estados de energía cuantizada de los electrones en los átomos.

4. Organice los siguientes tipos de radiación electromagnética en orden ascendente de longitud de onda: *a*) los rayos gamma producidos por un núclido radiactivo empleado en las imágenes con fines médicos; *b*) la radiación de una estación de radio de FM a 93.1 MHz en el selector; *c*) una señal de una estación de radio de AM a 680 kHz en el selector; *d*) la luz amarilla de las lámparas de vapor de sodio del alumbrado público; *e*) la luz roja de un diodo emisor de luz, como en la pantalla de una calculadora.

EJERCICIO RESUELTO 1.7 **Cálculo de la frecuencia de la longitud de onda**

La luz amarilla emitida por una lámpara de vapor de sodio para alumbrado público tiene una longitud de onda de 589 nm. ¿Cuál es la frecuencia de esta radiación?

SOLUCIÓN

Análisis Se nos da la longitud de onda, λ, de la radiación y se nos pide calcular su frecuencia, ν.

Estrategia La relación entre la longitud de onda y la frecuencia está dada por la ecuación 1.2. Podemos despejar ν y utilizar los valores de λ y c para obtener una respuesta numérica. (La velocidad de la luz, c, es una constante fundamental cuyo valor es 3.00×10^8 m/s).

Solución Al resolver la ecuación 1.2 para determinar la frecuencia, obtenemos $\nu = c/\lambda$. Cuando sustituimos los valores de c y λ, observamos que las unidades de longitud de estas dos cantidades son diferentes. Podemos convertir la longitud de onda de nanómetros a metros para que las unidades se eliminen:

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \left(\frac{3.00 \times 10^8 \text{ m/s}}{589 \text{ nm}}\right)\left(\frac{1 \text{ nm}}{10^{-9} \text{ m}}\right) = 5.09 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

Comprobación La alta frecuencia es razonable debido a la corta longitud de onda. Las unidades son adecuadas, ya que la frecuencia tiene unidades "por segundo" o s^{-1}.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

a) Un láser utilizado en cirugía de los ojos para unir las retinas desprendidas produce una radiación con una longitud de onda de 640.0 nm. Calcule la frecuencia de esta radiación. *b*) Una estación de radio FM transmite radiación electromagnética a una frecuencia de 103.4 MHz (megahertz; MHz = 10^6 s^{-1}). Calcule la longitud de onda de esta radiación. La velocidad de la luz es 2.998×10^8 m/s, con cuatro cifras significativas.

Respuestas: *a*) 4.688×10^{14} s^{-1}, *b*) 2.899 m

UNA MIRADA DE CERCA

LA RAPIDEZ DE LA LUZ

¿Cómo sabemos que la luz tiene una velocidad finita y que no se mueve infinitamente rápido?

A finales del siglo XVII, el astrónomo danés Ole Rømer (1644-1710) midió las órbitas de varias lunas de Júpiter. Estas lunas se mueven mucho más rápido que la nuestra; completan sus órbitas en lapsos de 1 a 7 días y son eclipsadas por la sombra de Júpiter en cada revolución. Durante muchos meses, Rømer midió discrepancias de hasta 10 minutos en los tiempos de estas órbitas. Llegó a la conclusión de que las discrepancias se debían a que Júpiter se encontraba más lejos de la Tierra en diferentes momentos del año. Entonces, la luz del Sol, la cual se reflejaba en Júpiter y finalmente en su telescopio, tenía que viajar más lejos en diferentes épocas del año, lo que implicaba que la luz viaja con una velocidad finita. Los datos de Rømer condujeron a la primera estimación de la velocidad de la luz, 3.5×10^8 m/s.

Desde la época de Rømer se han utilizado técnicas cada vez más complejas para medir la velocidad de la luz. Por ejemplo, en 1927, A.A. Michelson (1852-1931) instaló un espejo giratorio en la cima del Monte Wilson en California. El espejo rebotaba la luz en la cima del Monte San Antonio, a 22 millas de distancia, donde otro espejo rebotaba de regreso la luz hacia el Monte Wilson. Michelson fue capaz de modificar la velocidad del espejo giratorio y medir pequeños desplazamientos en la posición del punto reflejado. El valor para la velocidad de la luz (en el aire), de acuerdo con este experimento, es de $2.9980 \pm 0.0002 \times 10^8$ m/s. La principal fuente de error es la distancia entre los espejos, el cual se calculó en menos de un quinto de pulgada en 22 millas.

En 1975, el valor medido fue aún más preciso, $2.99792458 \pm 0.00000004 \times 10^8$ m/s (en el vacío); el error se debe sobre todo a la incertidumbre en la longitud del metro. En 1983, el metro se redefinió sobre la base de la distancia que recorre la luz en el vacío en un segundo. Como resultado, el valor de la velocidad de la luz se convirtió en una cantidad fija y exacta, $c = 2.99792458 \times 10^8$ m/s.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice los siguientes ejercicios sin omitir operaciones ni el análisis dimensional.

1. *a*) ¿Cuál es la frecuencia de la radiación que tiene una longitud de onda de 10 μm, con respecto al tamaño de una bacteria? *b*) ¿Cuál es la longitud de onda de la radiación que tiene una frecuencia de 5.50×10^{14} s^{-1}? *c*) ¿Las radiaciones en los incisos *a*) y *b*) serían visibles al ojo humano? *d*) ¿Cuál es la distancia que viaja la radiación electromagnética durante 50.0 μs?
2. *a*) ¿Cuál es la frecuencia de la radiación cuya longitud de onda es 5.0×10^{-5} m? *b*) ¿Cuál es la longitud de onda de la radiación que tiene una frecuencia de 2.5×10^{8} s^{-1}? *c*) ¿Las radiaciones de los incisos *a*) y *b*) podrían identificarse mediante un detector de rayos X? *d*) ¿Cuál es la distancia que viaja la radiación electromagnética durante 10.5 fs?
3. Es posible convertir energía radiante en energía eléctrica mediante el uso de celdas fotovoltaicas. Suponiendo una eficiencia de conversión igual, ¿cuál producirá mayor energía eléctrica por fotón: la radiación infrarroja o la ultravioleta?

1.10 ENERGÍA CUANTIZADA Y FOTONES

Aunque el modelo ondulatorio de la luz explica muchos aspectos de su comportamiento, este modelo no logra explicar otros fenómenos. Tres de estos son particularmente relevantes para entender cómo interactúan la radiación electromagnética y los átomos: **1.** la emisión de luz por objetos calientes (referida como *radiación de cuerpo negro* debido a que los objetos estudiados se ven negros antes de calentarse); **2.** la emisión de electrones de superficies metálicas en las que incide luz (*efecto fotoeléctrico*); y **3.** la emisión de luz de los átomos de gas electrónicamente excitados (*espectros de emisión*). Revisemos algunos de estos aspectos a continuación.

Los objetos calientes y la cuantización de la energía

Cuando los sólidos se calientan, emiten radiación, como se aprecia en el resplandor rojo de los quemadores de una estufa eléctrica, o bien, en la luz blanca brillante de una bombilla de tungsteno. La distribución de la longitud de onda de la radiación depende de la temperatura; un objeto caliente al rojo vivo, por ejemplo, tiene menor temperatura que uno de tonalidad amarilla o blanca (► **FIGURA 1.32**). A finales del siglo XIX, varios físicos estudiaron este fenómeno tratando de entender la relación entre la temperatura, la intensidad y las longitudes de onda de las radiaciones emitidas. Las leyes de la física que prevalecían entonces no podían explicar tales observaciones.

En 1900 un físico alemán, llamado Max Planck (1858-1947), resolvió el problema suponiendo que la energía podía ser emitida o absorbida por los átomos en "paquetes" discretos fundamentales. Planck dio el nombre de **cuanto** (lo que significa "cantidad fija") a la cantidad más pequeña de energía que puede emitirse o absorberse como radiación electromagnética. Propuso que la energía, E, de un solo cuanto fuera igual a una constante multiplicada por la frecuencia de la radiación:

$$E = h\nu \qquad [1.3]$$

La constante h se conoce como **constante de Planck** y tiene un valor de 6.626×10^{-34} joules-segundo (J-s).

De acuerdo con la teoría de Planck, la materia puede emitir o absorber energía solo en múltiplos enteros de $h\nu$, tales como $h\nu$, $2h\nu$, $3h\nu$, y así sucesivamente. Por ejemplo, si la cantidad de energía emitida por un átomo es $3h\nu$, decimos que se emitieron 3 cuantos de energía. Como la energía puede liberarse solo en cantidades específicas, decimos que las energías permitidas están *cuantizadas*, esto es, sus valores están restringidos a ciertas cantidades. Se demostró que la propuesta revolucionaria de Planck de que la energía está cuantizada era correcta y, en 1918, se le otorgó el Premio Nobel de Física por su trabajo sobre la teoría cuántica.

IMAGINE

¿Cómo se asocia el color con las variaciones de temperatura? ¿Qué área de la fotografía corresponde a la temperatura más alta?

▲ **FIGURA 1.32 Color y temperatura.** El color y la intensidad de la luz emitida por un objeto caliente, tal como en el caso del acero fundido, dependen de la temperatura del objeto.

► **FIGURA 1.33** **Cambio cuantizado contra cambio continuo en la energía.**

La energía potencial de la persona que sube por las escaleras aumenta en forma gradual, cuantizada.

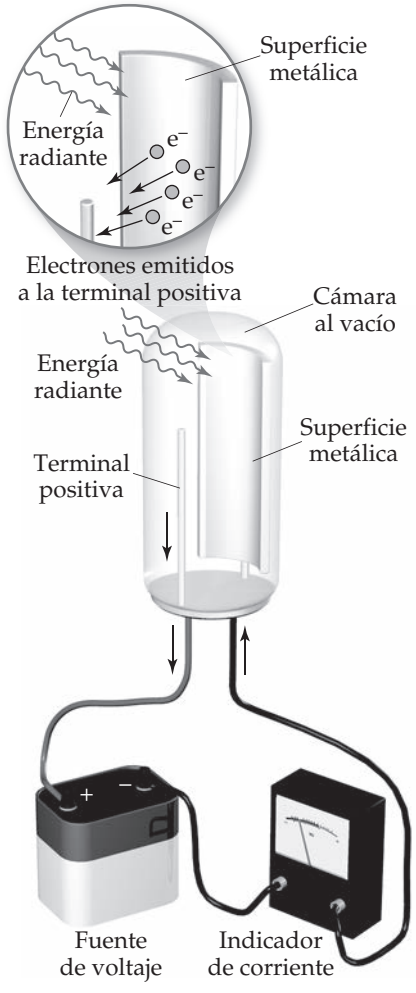
La energía potencial de la persona subiendo la rampa aumenta de manera uniforme y continua.

Si la idea de energías cuantizadas parece extraña, podría ser útil plantear una analogía entre una rampa y una escalera (▲ **FIGURA 1.33**). Cuando usted sube por una rampa, su energía potencial se incrementa de forma uniforme y continua. Cuando sube por una escalera, solo puede subir *sobre* escalones individuales, no *entre* ellos, por lo que su energía potencial se restringe a ciertos valores y, por lo tanto, está cuantizada.

Si la teoría cuántica de Planck es correcta, ¿por qué sus efectos no son más evidentes en nuestra vida cotidiana? ¿Por qué los cambios de energía parecen continuos y no cuantizados, o "escalonados"? Observe que la constante de Planck es un número extremadamente pequeño. Así, un cuanto de energía, $h\nu$, es una cantidad sumamente pequeña. Las reglas de Planck sobre la ganancia o pérdida de energía siempre son las mismas, ya sea que se refieran a objetos cuyos tamaños se encuentren en la escala cotidiana o a objetos microscópicos. Sin embargo, con los objetos macroscópicos cotidianos, la ganancia o pérdida de un solo cuanto de energía pasa desapercibida. En cambio, cuando tratamos con materia en el nivel atómico, el efecto de las energías cuantizadas es mucho más significativo.

IMAGINE

¿Por qué es necesario llevar a cabo este experimento en una cámara al vacío?



▲ **FIGURA 1.34** **El efecto fotoeléctrico.**

ACTIVIDAD

Si calculamos la energía (a una cifra significativa) de un cuanto de radiación electromagnética cuya frecuencia es $5 \times 10^{-3}\ s^{-1}$, ¿puede esta radiación producir una liberación de energía $E = 5 \times 10^{-36}$ J? ¿Por qué?

El efecto fotoeléctrico y los fotones

Algunos años después de que Planck presentara su teoría cuántica, los científicos comenzaron a ver su utilidad en un gran número de observaciones experimentales. En 1905, Albert Einstein (1879-1955) utilizó la teoría de Planck para explicar el **efecto fotoeléctrico** (◄ **FIGURA 1.34**). La luz que incide sobre una superficie metálica limpia ocasiona que la superficie emita electrones. Para la emisión de electrones, se requiere una frecuencia mínima de la luz, diferente para los distintos metales. Por ejemplo, la luz con una frecuencia de $4.60 \times 10^{14}\ s^{-1}$ o mayor provoca que el cesio metálico emita electrones, pero la luz con una frecuencia menor no tiene efecto alguno.

Para explicar el efecto fotoeléctrico, Einstein supuso que la energía radiante que incide sobre la superficie del metal se comporta como un conjunto de paquetes fundamentales de energía. Cada paquete, que es como una "partícula" de energía, se denomina **fotón**. Extendiendo la teoría cuántica de Planck, Einstein dedujo que cada fotón debía tener una energía igual a la constante de Planck multiplicada por la frecuencia de la luz:

$$\text{Energía del fotón} = E = h\nu \qquad [1.4]$$

Por lo tanto, la energía radiante está cuantizada.

En condiciones adecuadas, los fotones que inciden sobre una superficie metálica transfieren su energía a los electrones del metal. Se requiere de cierta cantidad de energía, denominada *función trabajo*, para que un electrón supere las fuerzas de atracción que lo unen al metal. Si los fotones que inciden sobre el metal tienen menos energía que la función trabajo, los

electrones no tendrán la energía suficiente para ser emitidos del metal, incluso si el haz de luz es intenso. Sin embargo, si los fotones tienen una energía mayor que la función trabajo del metal particular, se emiten electrones. La intensidad (el brillo) de la luz está relacionada con el número de fotones que llegan a la superficie por unidad de tiempo, pero no con la energía de cada fotón. Einstein ganó el Premio Nobel de Física en 1921 por explicar el efecto fotoeléctrico.

Para comprender mejor lo que es un fotón, imagine que tiene una fuente de luz que produce radiación con una sola longitud de onda. Además, suponga que usted pudiera encender y apagar la luz cada vez más rápido para generar destellos de energía cada vez más pequeños. La teoría del fotón de Einstein nos indica que en algún momento obtendríamos el destello más pequeño de energía, dado por $E = h\nu$. El destello más pequeño de energía consiste en un solo fotón de luz.

EJERCICIO RESUELTO 1.8 Energía de un fotón

Calcule la energía de un fotón de luz amarilla con una longitud de onda de 589 nm.

SOLUCIÓN

Análisis Nuestro objetivo es calcular la energía, E, de un fotón, dada $\lambda = 589$ nm.

Estrategia Utilizamos la ecuación 1.2 para convertir la longitud de onda en frecuencia:

$$\nu = c/\lambda$$

Después podemos usar la ecuación 1.4 para calcular la energía:

$$E = h\nu$$

Solución La frecuencia, ν, se calcula a partir de la longitud de onda dada, como muestra el ejercicio resuelto 1.7:

$$\nu = c/\lambda = 5.09 \times 10^{14}\ \text{s}^{-1}$$

El valor de la constante de Planck, h, está dado tanto en el texto como en la tabla de constantes físicas que aparece en la tercera de forros, por lo que podemos calcular E con facilidad:

$$E = (6.626 \times 10^{-34}\ \text{J-s})(5.09 \times 10^{14}\ \text{s}^{-1}) = 3.37 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

Comentario Si un fotón de energía radiante proporciona 3.37×10^{-19} J, entonces un mol de estos fotones dará

$$(6.02 \times 10^{23}\ \text{fotones/mol})(3.37 \times 10^{-19}\ \text{J/fotón}) = 2.03 \times 10^{5}\ \text{J/mol}$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

a) Un láser emite luz con una frecuencia de $4.69 \times 10^{14}\ \text{s}^{-1}$. ¿Cuál es la energía de un fotón de esta radiación? *b*) Si el láser emite un pulso de energía que contiene 5.0×10^{17} fotones de esta radiación, ¿cuál es la energía total del pulso? *c*) Si el láser emite 1.3×10^{-2} J de energía durante un pulso, ¿cuántos fotones se emiten?

Respuestas: ***a***) 3.11×10^{-19} J, ***b***) 0.16 J, ***c***) 4.2×10^{16} fotones

La idea de que la energía de la luz depende de su frecuencia nos ayuda a comprender los diversos efectos que tienen distintos tipos de radiación electromagnética. Por ejemplo, debido a la alta frecuencia (longitud de onda corta) de los rayos X (figura 1.31), los fotones de los rayos X ocasionan daño a los tejidos, incluso cáncer. Por lo tanto, las señales que normalmente se colocan alrededor del equipo de rayos X nos advierten sobre la radiación de alta energía.

Aunque la teoría de Einstein considera la luz como un flujo de fotones en vez de una onda, y explica el efecto fotoeléctrico y muchas otras observaciones, también plantea un dilema. ¿La luz es una onda o una partícula? La única forma de resolver este dilema es adoptar lo que parecería una posición muy inusual: debemos considerar que la luz posee tanto características de onda como de partícula y, según la situación, se comportará más como una onda o más como un conjunto de partículas. Pronto veremos que esta naturaleza dual de la luz también es característica de la materia.

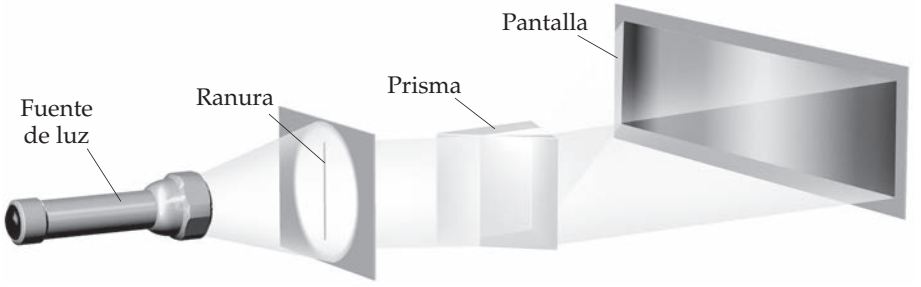
PIÉNSELO UN POCO

¿Qué tiene más energía, un fotón de luz infrarroja o un fotón de luz ultravioleta?

▲ **FIGURA 1.35 Gigantes de la cuántica.** Niels Bohr (derecha) con Albert Einstein. Bohr (1885-1962) realizó contribuciones importantes a la teoría cuántica y fue galardonado con el Premio Nobel de Física en 1922.

1.11 ESPECTROS DE LÍNEAS Y EL MODELO DE BOHR

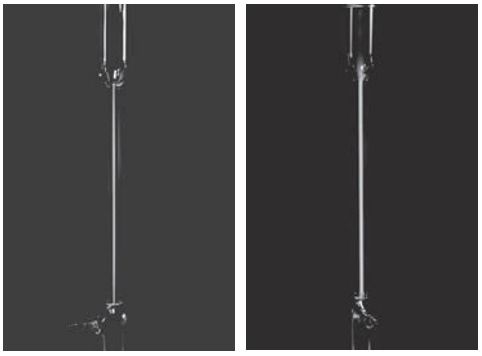
El trabajo de Planck y Einstein preparó el camino para comprender cómo se acomodan los electrones en los átomos. En 1913, el físico danés Niels Bohr (▶ **FIGURA 1.35**) ofreció una explicación teórica de los *espectros de líneas*, otro fenómeno que confundió a los científicos durante el siglo XIX.



► **FIGURA 1.36 Creación de un espectro.** Un espectro continuo visible se produce cuando un haz angosto de luz blanca pasa a través de un prisma. La luz blanca podría ser la luz solar o la de una lámpara incandescente. El espectro que se forma en la pantalla incluye los siete colores del arcoíris.

Espectros de líneas

Una fuente particular de energía radiante puede emitir una sola longitud de onda, como en el caso de la luz de un láser. La radiación compuesta por una sola longitud de onda es *monocromática*. Sin embargo, la mayoría de las fuentes comunes de radiación, como las bombillas eléctricas y las estrellas, producen radiación en un amplio intervalo de longitudes de onda distintas y son policromáticas. Un **espectro** se produce cuando la radiación de estas fuentes se separa en sus diferentes componentes de longitud de onda, como lo muestra la ▲ **FIGURA 1.36**. El espectro resultante consiste en una gama continua de colores; el violeta se fusiona con el índigo, el índigo con el azul, y así sucesivamente, sin separaciones entre ellos. Este arcoíris de colores, que contiene luz de todas las longitudes de onda, se conoce como **espectro continuo**. El ejemplo más común de un espectro continuo es el arcoíris que se produce cuando las gotas de lluvia o la neblina actúan como prismas y dispersan la luz solar.



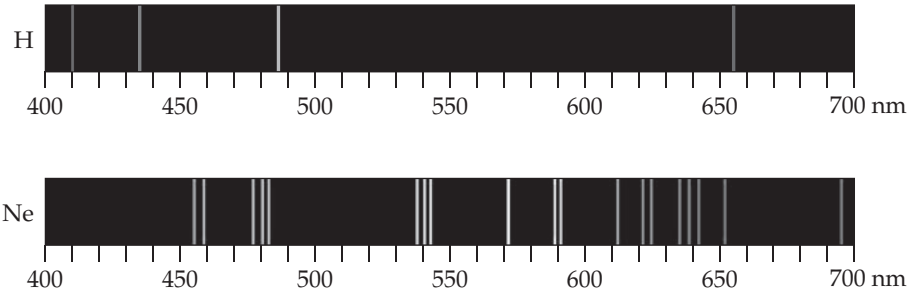
▲ **FIGURA 1.37 Emisión atómica de hidrógeno y neón.** Diferentes gases emiten luz de distintos colores característicos cuando una corriente eléctrica pasa a través de ellos. La luz que emite el hidrógeno es violeta, y la que emite el neón es entre rojo y naranja.

No todas las fuentes de radiación producen un espectro continuo. Cuando se aplica un alto voltaje a tubos que contienen diferentes gases a presión reducida, los gases emiten distintos colores de luz (◄ **FIGURA 1.37**). La luz que emite el gas neón es el conocido brillo rojo-naranja de muchas luces de "neón", mientras que el vapor de sodio emite la luz amarilla característica de algunas lámparas modernas de alumbrado público. Cuando la luz que proviene de dichos tubos pasa a través de un prisma, solo observaremos algunas longitudes de onda que están presentes en los espectros resultantes (▼ **FIGURA 1.38**). Cada línea en estos espectros representa la luz de una longitud de onda. Un espectro que contiene radiación solo de longitudes de onda específicas se conoce como **espectro de líneas**.

Cuando los científicos detectaron por primera vez el espectro de líneas del hidrógeno a mediados del siglo XIX, quedaron fascinados por su sencillez. En esa época, solo se observaron cuatro líneas con longitudes de onda de 410 nm (violeta), 434 nm (azul), 486 nm (azul-verde) y 656 nm (rojo). En 1885, un maestro de escuela suizo, llamado Johann Balmer, mostró que las longitudes de onda de estas cuatro líneas se ajustaban a una fórmula sorprendentemente sencilla que relacionaba las longitudes de onda con números enteros. Más adelante, se encontraron líneas adicionales en las regiones del ultravioleta e infrarrojo del espectro del hidrógeno. Pronto la ecuación de Balmer se extendió a una más general, llamada *ecuación de Rydberg*, la cual nos permite calcular las longitudes de onda de todas las líneas espectrales del hidrógeno:

$$\frac{1}{\lambda} = (R_H)\left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2}\right) \qquad [1.5]$$

En esta fórmula, λ es la longitud de onda de una línea espectral, R_H es la *constante de Rydberg* ($1.096776 \times 10^7\ \text{m}^{-1}$), y n_1 y n_2 son enteros positivos, con n_2 mayor que n_1. ¿Cómo podría explicarse la notable sencillez de esta ecuación? Los científicos tardaron casi 30 años en responder a esta pregunta.



► **FIGURA 1.38 Espectros de líneas del hidrógeno y del neón.**

El modelo de Bohr

Para explicar el espectro de líneas del hidrógeno, Bohr supuso que los electrones en los átomos de hidrógeno se movían en órbitas circulares alrededor del núcleo, pero esta suposición plantea un problema. De acuerdo con la física clásica, una partícula cargada (como un electrón) que se mueve en una trayectoria circular debe perder continuamente energía. Al perder energía, el electrón debe describir una trayectoria en espiral dentro del núcleo cargado positivamente. Sin embargo, este comportamiento, no ocurre; los átomos del hidrógeno son estables. Entonces, ¿cómo podemos explicar esta aparente violación a las leyes de la física? Bohr analizó este problema de forma similar a Planck cuando examinó el problema sobre la naturaleza de la radiación emitida por objetos calientes: Bohr supuso que las leyes de la física que prevalecían eran inadecuadas para describir todos los aspectos de los átomos. Además, adoptó la idea de Planck de que las energías están cuantizadas.

Bohr basó su modelo en tres postulados:

1. Solo las órbitas con radios particulares, correspondientes a ciertas energías definidas, están permitidas para el electrón de un átomo de hidrógeno.
2. Un electrón en una órbita permitida se encuentra en un estado de energía "permitido". Un electrón en un estado de energía permitido no irradia energía y, por lo tanto, no cae en espiral dentro del núcleo.
3. La energía es emitida o absorbida por un electrón solo cuando este cambia de un estado de energía permitido hacia otro. Esta energía es emitida o absorbida como un fotón, que tiene energía $E = h\nu$.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Investigue en diversas fuentes los conceptos de espectro de emisión, espectro de absorción y la relación entre la energía que posee cada uno de los mismos. Con esta información, explique el hecho de que el gas hidrógeno emite un espectro de líneas (figura 1.38), en lugar de un espectro continuo.
2. Explique cómo la existencia del espectro de líneas es congruente con la teoría de Bohr sobre las energías cuantizadas para el electrón en el átomo de hidrógeno.
3. *a*) En términos de la teoría de Bohr con respecto al átomo de hidrógeno, ¿cuál es el proceso que ocurre cuando los átomos de hidrógeno excitados emiten energía radiante de ciertas longitudes de onda, y solamente esas longitudes de onda? *b*) Durante el movimiento del átomo de hidrógeno de su estado basal a su estado excitado, ¿se "expande" o se "contrae"?

Los estados de energía del átomo de hidrógeno

A partir de sus tres postulados y utilizando las ecuaciones clásicas de movimiento y de interacción de cargas eléctricas, Bohr calculó las energías correspondientes con cada órbita permitida para el electrón del átomo de hidrógeno. Al final, las energías calculadas se ajustaron a la fórmula

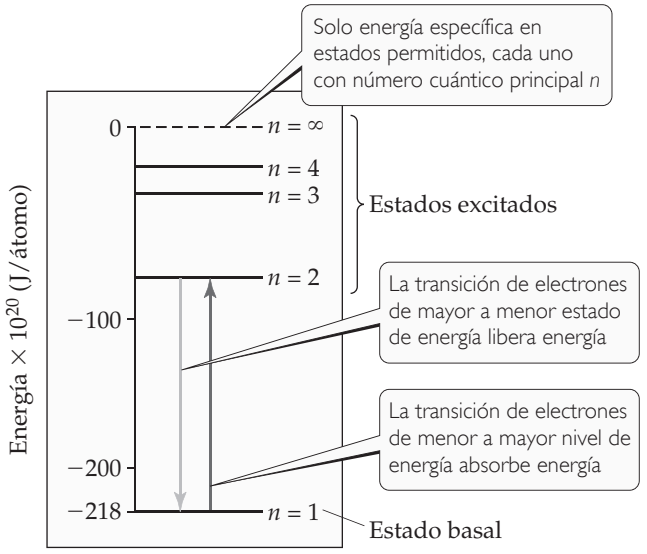
$$E = (-hcR_H)\left(\frac{1}{n^2}\right) = (-2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})\left(\frac{1}{n^2}\right) \qquad [1.6]$$

donde h, c y R_H son la constante de Planck, la velocidad de la luz y la constante de Rydberg, respectivamente. El entero n, que puede tener valores enteros de 1, 2, 3,... ∞, se denomina *número cuántico principal*. Cada órbita corresponde a un valor diferente de n, y el radio de la órbita se hace más grande conforme n aumenta. Por lo tanto, la primera órbita permitida (la más cercana al núcleo) tiene $n = 1$, la siguiente órbita permitida (la segunda más cercana al núcleo) tiene $n = 2$, y así sucesivamente. El electrón en el átomo de hidrógeno puede estar en cualquier órbita permitida, y la ecuación 1.6 nos indica la energía que tiene el electrón en cada órbita permitida.

Observe que las energías del electrón dadas por la ecuación 1.6 son negativas para todos los valores de n. Cuanto más baja sea la energía (más negativa), el átomo será más estable. La energía más baja (más negativa) corresponde a $n = 1$. Conforme n aumenta, la energía se vuelve menos negativa y, por lo tanto, aumenta. Podemos comparar la situación con una escalera de mano en la que los escalones están numerados desde la parte inferior. Cuanto más alto suba una persona (es decir, a mayor valor de n), mayor será la energía. Al estado de

IMAGINE

Si la transición de un electrón desde el estado *n* = 3 al estado *n* = 2 da por resultado la emisión de luz visible, ¿la transición desde el estado *n* = 2 al estado *n* = 1 tiene mayor probabilidad de dar por resultado la emisión de radiación infrarroja o ultravioleta?



▲ **FIGURA 1.39 Niveles de energía en el átomo de hidrógeno.** Solamente se muestran estados de $n = 1$ a $n = 4$ y $n = \infty$. La energía es liberada o absorbida cuando un electrón pasa de un estado de energía a otro.

menor energía ($n = 1$, análogo al escalón inferior), se le conoce como **estado basal** del átomo. Cuando el electrón se encuentra en una órbita de mayor energía ($n = 2$ o mayor), se dice que el átomo se encuentra en un **estado excitado**. La ◀ **FIGURA 1.39** muestra la energía del electrón del átomo de hidrógeno para varios valores de n.

¿Qué pasa con el radio de la órbita y con la energía conforme n se hace infinitamente grande? El radio aumenta como n^2, así que cuando $n = \infty$, el electrón está completamente separado del núcleo, y la energía del electrón es cero:

$$E = (-2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})\left(\frac{1}{\infty^2}\right) = 0$$

El estado en el que se elimina el electrón del núcleo se llama el estado de referencia, o de energía cero, del átomo de hidrógeno.

En su tercer postulado, Bohr supuso que los electrones pueden "saltar" de una órbita permitida a otra absorbiendo o emitiendo fotones cuya energía radiante corresponde exactamente a la diferencia de energía entre las dos órbitas. El electrón debe absorber energía para avanzar hacia un estado de mayor energía (mayor valor de n). Por el contrario, la energía radiante se emite cuando el electrón salta a un estado de menor energía (menor valor de n).

Si el electrón salta desde un estado inicial de energía E_i a un estado final de energía E_f, el cambio en energía es

$$\Delta E = E_f - E_i = E_{\text{fotón}} = h\nu \qquad [1.7]$$

El modelo de Bohr del átomo de hidrógeno establece, por lo tanto, que solo las frecuencias de luz específicas que satisfacen la ecuación 1.7 pueden ser absorbidas o emitidas por el átomo.

Sustituyendo la expresión de la energía en la ecuación 1.6 en la ecuación 1.7 y recordando que $\nu = c/\lambda$, se tiene

$$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} = (-2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})\left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right) \qquad [1.8]$$

dónde n_i y n_f son los números cuánticos principales de los estados inicial y final del átomo, respectivamente. Si n_f es menor que n_i, el electrón se mueve más cerca del núcleo y ΔE es un número negativo, lo que indica que el átomo libera energía. Por ejemplo, si el electrón se mueve de $n_i = 3$ a $n_f = 1$, tenemos

$$\Delta E = (-2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})\left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2}\right) = (-2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})\left(\frac{8}{9}\right) = -1.94 \times 10^{-18}\ \text{J}$$

Conociendo la energía del fotón emitido, podemos calcular su frecuencia o su longitud de onda. Para la longitud de onda tenemos

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{hc}{\Delta E} = \frac{(6.626 \times 10^{-34}\ \text{J-s})(3.00 \times 10^{8}\ \text{m/s})}{1.94 \times 10^{-18}\ \text{J}} = 1.02 \times 10^{-7}\ \text{m}$$

En este cálculo no incluimos el signo negativo de la energía, ya que la longitud de onda y la frecuencia siempre se informan como cantidades positivas. La dirección del flujo de energía se indica diciendo que se *emitió* un fotón de longitud de onda de 1.02×10^{-7} m.

Si despejamos $1/\lambda$ en la ecuación 1.8 y sustituimos $(-2.18 \times 10^{-18}\ \text{J})$ por su equivalente hcR_H de la ecuación 1.6, encontramos que la ecuación 1.8 deducida de la teoría de Bohr corresponde a la ecuación de Rydberg, ecuación 1.5, la cual se obtuvo utilizando datos experimentales:

$$\frac{1}{\lambda} = \frac{-hcR_H}{hc}\left(\frac{1}{n_f^2} - \frac{1}{n_i^2}\right) = R_H\left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2}\right)$$

Por lo tanto, la existencia de líneas espectrales discretas puede atribuirse a los cambios cuantizados de los electrones entre los niveles de energía.

PIÉNSELO UN POCO

Cuando el electrón de un átomo de hidrógeno pasa de la órbita $n = 3$ a la órbita $n = 7$, ¿absorbe o emite energía?

EJERCICIO RESUELTO 1.9 **Transiciones electrónicas en el átomo de hidrógeno**

Con base en la figura 1.39, prediga cuál de las siguientes transiciones electrónicas produce una línea espectral con la longitud de onda más larga: $n = 2$ a $n = 1$, $n = 3$ a $n = 2$ o $n = 4$ a $n = 3$.

SOLUCIÓN

La longitud de onda se incrementa cuando la frecuencia disminuye ($\lambda = c/\nu$). Entonces, la longitud de onda más larga se asociará con la frecuencia más baja. De acuerdo con la ecuación de Planck, $E = h\nu$, la frecuencia más baja está asociada con la energía más baja. En la figura 1.39 los niveles de energía (las líneas horizontales) que están más cercanos entre sí representan el menor cambio de energía. Por lo tanto, la transición $n = 4$ a $n = 3$ produce la línea con la longitud de onda más larga (la de frecuencia más baja).

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Indique si en cada una de las siguientes transiciones electrónicas se emite energía o se requiere la absorción de energía: *a*) $n = 3$ a $n = 1$; *b*) $n = 2$ a $n = 4$.

Respuestas: *a*) se emite energía, *b*) se requiere la absorción de energía

Limitaciones del modelo de Bohr

Aunque el modelo de Bohr explica el espectro de líneas del átomo de hidrógeno, no puede explicar el espectro de otros átomos, o lo hace de forma burda. Bohr también eludió el problema de por qué el electrón con carga negativa no caería en el núcleo con carga positiva con la simple suposición de que no ocurriría. Más aún, existe un problema al describir un electrón solo como una pequeña partícula que gira alrededor del núcleo. Comprenderemos en breve que el electrón presenta propiedades ondulatorias, un hecho que debe considerar cualquier modelo aceptable sobre estructura electrónica. Como resultado, el modelo de Bohr solo fue un paso importante en el camino hacia el desarrollo de un modelo más completo. Lo más importante del modelo de Bohr es que introdujo dos ideas importantes que también se encuentran en el modelo actual:

1. *Los electrones solo existen en ciertos niveles discretos de energía, que están descritos por números cuánticos.*
2. *Existe una energía específica en cada transición de un electrón de un nivel a otro.*

Ahora comenzaremos a desarrollar al sucesor del modelo de Bohr, lo cual requiere que analicemos más de cerca el comportamiento de la materia.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Resuelva los siguientes planteamientos.

1. ¿La energía se emite o se absorbe cuando ocurren las siguientes transiciones electrónicas en el átomo de hidrógeno? *a*) De $n = 4$ a $n = 2$, *b*) de una órbita de radio 2.12 Å a una de radio 8.46 Å, *c*) un electrón se adhiere al ion H^+ y termina en la capa $n = 3$.
2. Indique si se absorbe o se emite energía cuando ocurren las siguientes transiciones electrónicas en el átomo de hidrógeno: *a*) de $n = 4$ a $n = 6$, *b*) de una órbita de radio 4.76 Å a una de radio 0.529 Å, *c*) del estado $n = 6$ al $n = 9$.
3. *a*) Calcule la energía de un electrón en el átomo de hidrógeno cuando $n = 2$ y cuando $n = 6$. Calcule la longitud de onda de la radiación liberada cuando el electrón se mueve de $n = 6$ a $n = 2$. *b*) ¿Esta línea se encuentra en la región visible del espectro electromagnético?

1.12 COMPORTAMIENTO ONDULATORIO DE LA MATERIA

En los años que siguieron al desarrollo del modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno, la naturaleza dual de la energía radiante se volvió un concepto familiar. Dependiendo de las circunstancias experimentales, la radiación parece tener carácter de onda o de partícula

material (fotón). Louis de Broglie (1892-1987), mientras trabajaba en su tesis doctoral en física en la Sorbona de París, amplió esta idea de una manera audaz. Si la energía radiante pudiera, en condiciones adecuadas, comportarse como si fuera un flujo de partículas (fotones), ¿podría la materia, en condiciones adecuadas, presentar las propiedades de una onda?

De Broglie sugirió que un electrón que se mueve alrededor del núcleo de un átomo se comporta como una onda y, por consiguiente, tiene una longitud de onda. Propuso que la longitud de onda característica del electrón, o de cualquier otra partícula, depende de su masa, m, y de su velocidad, v:

$$\lambda = \frac{h}{mv} \qquad [1.9]$$

(donde h es la constante de Planck). La cantidad mv de cualquier objeto se conoce como su **momento**. De Broglie utilizó el término **ondas de materia** para describir las características ondulatorias de partículas de material.

Debido a que la hipótesis de De Broglie es aplicable para toda la materia, cualquier objeto de masa m y velocidad v daría origen a una onda de materia característica. Sin embargo, la ecuación 1.9 indica que la longitud de onda asociada con un objeto de tamaño común, como una pelota de golf, es tan pequeña que resulta completamente indetectable. Esto no sucede con un electrón, ya que su masa es demasiado pequeña, como veremos en el ejercicio resuelto a continuación.

EJERCICIO RESUELTO 1.10 Ondas de materia

¿Cuál es la longitud de onda de un electrón que se mueve con una velocidad de 5.97×10^6 m/s? La masa del electrón es 9.11×10^{-31} kg.

SOLUCIÓN

Análisis Conocemos la masa, m, y la velocidad, v, del electrón, y debemos calcular su longitud de onda de De Broglie, λ.

Estrategia La longitud de onda de una partícula en movimiento está dada por la ecuación 1.9, por lo que λ se calcula sustituyendo las cantidades conocidas, h, m y v. Sin embargo, al hacerlo, debemos tener cuidado con las unidades.

Solución Usando el valor de la constante de Planck, $h = 6.626 \times 10^{-34}$ J-s

tenemos lo siguiente:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

$$= \frac{(6.626 \times 10^{-34}\ \text{J-s})}{(9.11 \times 10^{-31}\ \text{kg})(5.97 \times 10^{6}\ \text{m/s})}\left(\frac{1\ \text{kg-m}^2/\text{s}^2}{1\ \text{J}}\right)$$

$$= 1.22 \times 10^{-10}\ \text{m} = 0.122\ \text{nm} = 1.22\ \text{Å}$$

Comentario Si comparamos este valor con las longitudes de onda de la radiación electromagnética que aparecen en la figura 1.32, vemos que la longitud de onda de este electrón es aproximadamente la misma que la de los rayos X.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Calcule la velocidad de un neutrón cuya longitud de onda de De Broglie es de 500 pm. La masa de un neutrón está dada en la tabla que aparece en la tercera de forros de este libro.

Respuesta: 7.92×10^2 m/s

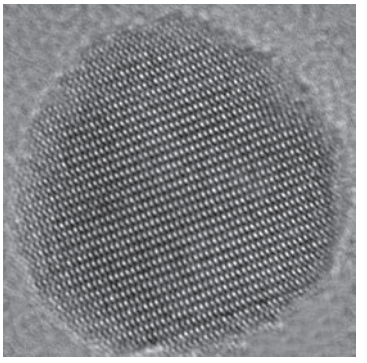
Pocos años después de que De Broglie publicó su teoría, las propiedades ondulatorias del electrón se demostraron experimentalmente. Cuando los rayos X pasan a través de un cristal, se produce un patrón de interferencia característico de las propiedades ondulatorias de la radiación electromagnética. Este fenómeno se llama *difracción* de rayos X. Como los electrones pasan a través de un cristal, son igualmente difractados. Por lo tanto, un flujo de electrones en movimiento presenta el mismo tipo de comportamiento ondulatorio que los rayos X y otros tipos de radiación electromagnética.

La técnica de difracción de electrones se ha desarrollado ampliamente. Por ejemplo, en el microscopio electrónico se utilizan las características ondulatorias de los electrones para obtener imágenes a escala atómica. Este microscopio es una herramienta importante para estu-

diar fenómenos superficiales con grandes amplificaciones (▶ **FIGURA 1.40**). Los microscopios electrónicos puede amplificar objetos 3,000,000 veces (×), más de lo que se puede hacer con la luz visible (1000×), ya que la longitud de onda de los electrones es mucho menor que la longitud de onda de la de la luz visible.

PIÉNSELO UN POCO

Un lanzador de béisbol lanza una bola rápida que se desplaza a 95 millas por hora. ¿Puede esa pelota de béisbol generar ondas de materia? Si es así, ¿podemos observarlas?

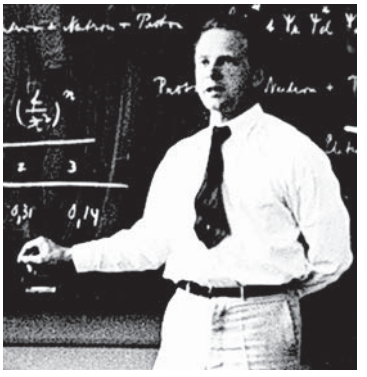


▲ **FIGURA 1.40 Los electrones como ondas.** Los puntos blancos en esta micrografía de transmisión electrónica indican la parte superior de columnas de átomos.

El principio de incertidumbre

El descubrimiento de las propiedades ondulatorias de la materia planteó nuevas e interesantes preguntas. Por ejemplo, considere una pelota que baja rodando por una rampa. Usando las ecuaciones de física clásica podemos calcular, con gran precisión, la posición de la pelota, la dirección del movimiento y la velocidad en cualquier instante. ¿Podemos hacer lo mismo con un electrón, el cual presenta propiedades de onda? Una onda se extiende en el espacio, y su posición no está exactamente definida. Entonces podríamos anticipar que es imposible determinar con precisión dónde se ubica un electrón en un momento específico.

El físico alemán Werner Heisenberg (▶ **FIGURA 1.41**) propuso que la naturaleza dual de la materia presenta una limitación fundamental sobre cómo determinar con certeza tanto la posición como el momento lineal de cualquier objeto en un instante dado. La limitación se vuelve importante solo cuando tratamos la materia en el nivel subatómico (es decir, con masas tan pequeñas como la de un electrón). El principio de Heisenberg se conoce como el **principio de incertidumbre**. Cuando se aplica a los electrones de un átomo, este principio establece que es imposible conocer de manera simultánea y con precisión tanto el momento lineal (o cantidad de movimiento) del electrón como su posición en el espacio.



▲ **FIGURA 1.41 Werner Heisenberg (1901–1976).** Durante su trabajo como asistente posdoctoral de Niels Bohr, Heisenberg formuló su famoso principio de incertidumbre. A los 32 años fue uno de los científicos más jóvenes en recibir el Premio Nobel.

Heisenberg relacionó matemáticamente la incertidumbre en la posición (Δx) y la incertidumbre en el momento lineal $\Delta(mv)$ con una cantidad que implica a la constante de Planck:

$$\Delta x \cdot \Delta(mv) \geq \frac{h}{4\pi} \qquad [1.10]$$

Un breve cálculo ilustra las enormes implicaciones del principio de incertidumbre. El electrón tiene una masa de 9.11×10^{-31} kg, y se mueve a una velocidad promedio de 5×10^6 m/s en un átomo de hidrógeno. Supongamos que conocemos la velocidad con una incertidumbre del 1% [es decir, una incertidumbre de $(0.01)(5 \times 10^6 \text{ m/s}) = 5 \times 10^4$ m/s], y que esta es la única fuente importante de incertidumbre en el momento lineal, por lo que $\Delta(mv) = m\,\Delta v$. Entonces podemos utilizar la ecuación 1.10 para calcular la incertidumbre en la posición del electrón:

$$\Delta x \geq \frac{h}{4\pi m \Delta v} = \left(\frac{6.626 \times 10^{-34} \text{ J-s}}{4\pi(9.11 \times 10^{-31} \text{ kg})(5 \times 10^4 \text{ m/s})}\right) = 1 \times 10^{-9} \text{ m}$$

Debido a que el diámetro de un átomo de hidrógeno es de aproximadamente 1×10^{-10} m, la incertidumbre en la posición del electrón en el átomo tiene una magnitud mayor que el tamaño del átomo. Por lo tanto, en realidad no tenemos idea de dónde se encuentra el electrón en el átomo. Por otro lado, si repitiéramos el cálculo con un objeto de masa común, como una pelota de tenis, la incertidumbre sería tan pequeña que resultaría inconsecuente. En ese caso, m es grande y Δx está fuera del alcance de medición, por lo que no tendría consecuencias prácticas.

La hipótesis de De Broglie y el principio de incertidumbre de Heisenberg forman la base de una nueva y amplia teoría sobre la estructura atómica. En este enfoque, se abandona cualquier intento por definir con precisión y de manera instantánea la ubicación y el momento lineal del electrón. Se reconoce la naturaleza ondulatoria del electrón, y su comportamiento es descrito en términos de ondas. El resultado es un modelo que describe con precisión tanto la energía del electrón como su ubicación en términos de probabilidad.

UNA MIRADA DE CERCA

MEDICIÓN Y EL PRINCIPIO DE INCERTIDUMBRE

Siempre que se realiza cualquier medición, existe cierta incertidumbre. Nuestra experiencia con objetos de dimensiones comunes, como pelotas, trenes o equipo de laboratorio, nos indica que al utilizar instrumentos más precisos, podemos disminuir la incertidumbre de una medición. De hecho, cabría esperar que la incertidumbre en una medición pudiera hacerse indefinidamente pequeña. Sin embargo, el principio de incertidumbre establece que existe un límite real en la exactitud de las mediciones. Este límite no es una restricción sobre la buena fabricación de instrumentos, sino que es inherente a la naturaleza. Este límite no tiene consecuencias prácticas cuando se trata con objetos de tamaño común, pero sus implicaciones son enormes cuando se trata con partículas subatómicas, como los electrones.

Para medir un objeto, debemos perturbarlo, al menos un poco, con nuestro dispositivo de medición. Imagine que utiliza una linterna para localizar una pelota grande de hule en un cuarto oscuro. Usted ve la pelota cuando la luz de la linterna incide en la pelota y se refleja en sus ojos. Cuando un haz de fotones incide sobre un objeto de este tamaño, casi no altera su posición o momento lineal. Sin embargo, imagine que desea localizar un electrón de forma similar haciendo incidir la luz difractada sobre algún detector. Los objetos pueden ser localizados con una exactitud no mayor que la longitud de onda de la radiación utilizada. Por lo tanto, si queremos una medición exacta de la posición de un electrón, debemos utilizar una longitud de onda corta. Esto significa que deben emplearse fotones de alta energía. Cuanta más energía tienen los fotones, mayor es el momento lineal que transfieren al electrón cuando inciden sobre él, lo cual modifica el movimiento del electrón de manera impredecible. El intento de medir exactamente la posición del electrón introduce una incertidumbre considerable en su momento lineal; el acto de medir la posición del electrón en un instante provoca que nuestro conocimiento sobre su posición futura sea inexacto.

Supongamos, entonces, que utilizamos fotones con mayor longitud de onda. Debido a que estos fotones tienen menos energía, el momento lineal del electrón no cambiará de manera considerable durante la medición, pero tendremos menos posibilidades de conocer su posición exacta. Esta es la esencia del principio de incertidumbre: *existe incertidumbre en el conocimiento simultáneo de la posición y el momento lineal del electrón que no puede reducirse más allá de un cierto nivel mínimo*. Cuanto mayor sea la exactitud con que se conoce uno de ellos, menor será la exactitud con que se conozca el otro. Aunque nunca podemos conocer la posición exacta y el momento lineal del electrón, podemos hablar de la probabilidad de que se encuentre en ciertas posiciones del espacio. En la sección 1.13 presentaremos un modelo del átomo que indica la probabilidad de encontrar electrones con energías específicas en ciertas posiciones de los átomos.

PIÉNSELO UN POCO

¿Cuál es la razón principal por la que debe considerarse el principio de incertidumbre cuando se habla de electrones y de otras partículas subatómicas, pero no cuando analizamos nuestro mundo macroscópico?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Con la información revisada, realice las siguientes actividades.

1. Mediante una síntesis de una cuartilla, describa las conclusiones que se generaron para el átomo a partir de la descripción del comportamiento ondulatorio de la materia que realizó De Broglie y la declaración del principio de incertidumbre de Heinsenberg.
2. Utilice la relación de De Broglie para determinar las longitudes de onda de los siguientes objetos: *a*) una persona de 85 kg que esquía a 50 km/hr. *b*) una bala de 10.0 g disparada a 250 m/s, *c*) un átomo de litio que se mueve a 2.5×10^5 m/s, *d*) una molécula de ozono (O_3) en la atmósfera superior que se mueve a 550 m/s.
3. Entre las partículas subatómicas elementales en física se encuentra el muón, el cual decae a los pocos nanosegundos después de su formación. El muón tiene una masa en reposo 206.8 veces la de un electrón. Calcule la longitud de onda de De Broglie asociada con un muón que viaja a una velocidad de 8.85×10^5 cm/s.
4. La difracción de un neutrón es una técnica importante para determinar la estructura de las moléculas. Calcule la velocidad necesaria de un neutrón para lograr una longitud de onda de 0.955 Å. (Consulte la tercera de forros del libro para conocer la masa del neutrón).
5. El microscopio electrónico se utiliza con mucha frecuencia para obtener imágenes sumamente amplificadas de materiales biológicos y de otros tipos. Cuando un electrón se acelera a través de una diferencia de potencial particular, alcanza una velocidad de 8.95×10^6 m/s. ¿Cuál es la longitud de onda característica de este electrón? ¿Se puede comparar la longitud de onda con el tamaño de los átomos?
6. Con base en el principio de incertidumbre de Heisenberg, calcule la incertidumbre de la posición de *a*) un mosquito de 1.50 mg que se desplaza con una velocidad de 1.40 m/s, si la velocidad oscila en un intervalo de ± 0.01 m/s; *b*) un protón que se mueve a una velocidad de $(5.00 \pm 0.01) \times 10^4$ m/s (masa de un protón= 1.0073 uma).

1.13 MECÁNICA CUÁNTICA Y ORBITALES ATÓMICOS

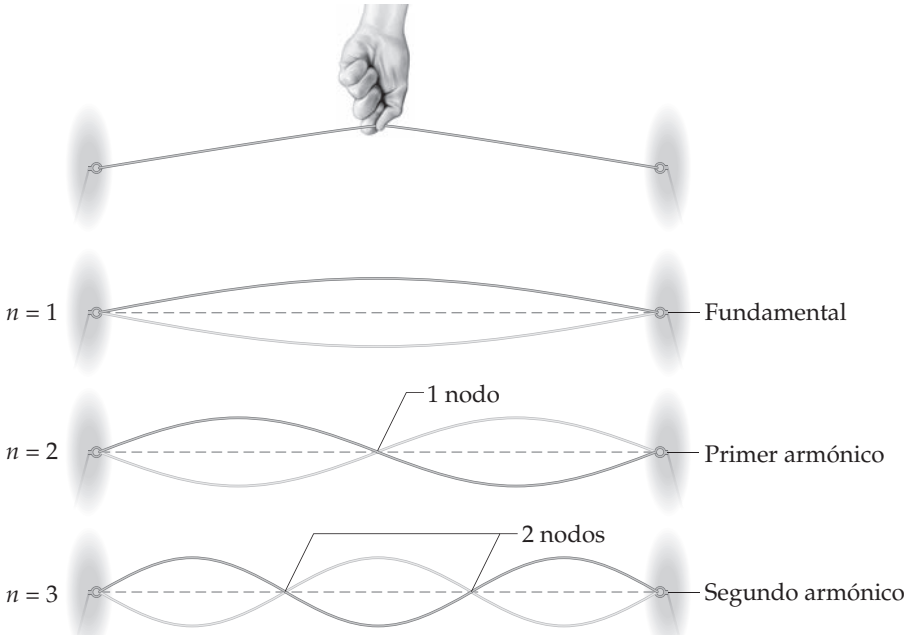
En 1926, el físico austriaco Erwin Schrödinger (1887-1961) propuso una ecuación, ahora conocida como ecuación de onda de Schrödinger, la cual incorpora tanto el comportamiento ondulatorio como el de partícula del electrón. Su trabajo representó un nuevo enfoque para tratar con las partículas subatómicas, conocido como *mecánica cuántica* o *mecánica ondulatoria*. La aplicación de la ecuación de Schrödinger requiere cálculos avanzados, por lo que no nos ocuparemos de los detalles. Sin embargo, consideraremos de manera cualitativa los resultados obtenidos por Schrödinger, ya que nos ofrecen una forma nueva y poderosa de visualizar la estructura electrónica. Comencemos analizando la estructura electrónica del átomo más sencillo, el hidrógeno.

Schrödinger trató al electrón en un átomo de hidrógeno como una onda que surge al pulsar la cuerda de la guitarra (▼ **FIGURA 1.42**). Debido a que estas ondas no viajan en el espacio, se conocen como *ondas estacionarias*. Así como la cuerda de guitarra que se pulsa produce una onda estacionaria con una frecuencia fundamental y sobretonos (armónicos) más altos, el electrón exhibe una onda estacionaria de menor energía y otras con mayor energía. Además, así como los armónicos de la cuerda de la guitarra tienen *nodos* (los puntos donde la amplitud de la onda es igual a cero), lo mismo sucede con las ondas características del electrón.

Resolver la ecuación de Schrödinger da lugar a una serie de funciones matemáticas llamadas **funciones de onda**, las cuales describen al electrón en un átomo. Estas funciones de onda por lo general se representan con el símbolo ψ (la letra griega minúscula *psi*). Aunque la función de onda por sí misma no tiene un significado físico directo, el cuadrado de la función de onda, ψ^2, brinda información acerca de la posición de un electrón cuando este se encuentra en un estado de energía permitido.

Para el átomo de hidrógeno, las energías permitidas son las mismas que predice el modelo de Bohr. Sin embargo, el modelo de Bohr supone que el electrón se encuentra en una órbita circular de cierto radio específico alrededor del núcleo. En el modelo de la mecánica cuántica, la posición del electrón no puede describirse de manera tan simple.

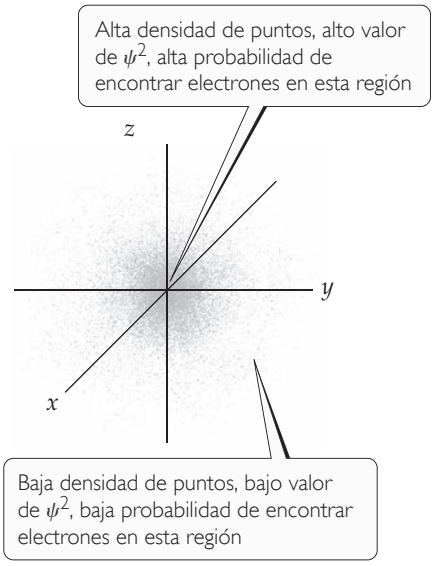
De acuerdo con el principio de incertidumbre, si sabemos con gran precisión el momento lineal del electrón, nuestro conocimiento simultáneo de su posición es muy incierto. Por lo tanto, no podemos pretender especificar la posición exacta de un electrón individual alrededor del núcleo. En cambio, debemos conformarnos con cierto conocimiento estadístico. Así, debemos hablar de la *probabilidad* de que el electrón se encuentre en cierta región del espacio en un instante dado. Como resultado, el cuadrado de la función de onda, ψ^2, en un punto dado del espacio representa la probabilidad de que el electrón se encuentre en dicha posición. Por esta razón, ψ^2 se conoce como la **densidad de probabilidad** o la **densidad electrónica**.



◀ **FIGURA 1.42 Ondas estacionarias en una cuerda vibrante.**

IMAGINE

En esta figura, ¿dónde está la región de mayor densidad electrónica?



▲ FIGURA 1.43 Distribución de la densidad electrónica. Esta imagen representa la probabilidad, ψ^2, de encontrar al electrón en un átomo de hidrógeno en su estado basal. El origen del sistema de coordenadas está en el núcleo.

En la ◄ **FIGURA 1.43** se ilustra una forma de representar la probabilidad de encontrar al electrón en varias regiones de un átomo; la densidad de los puntos representa la probabilidad de encontrar al electrón. Las regiones con una gran densidad de puntos corresponden a valores relativamente grandes de ψ^2 y, por lo tanto, son regiones donde existe una gran probabilidad de encontrar al electrón. Con base en esta representación, con frecuencia se describen los átomos como consistentes de un núcleo rodeado por una nube de electrones.

Orbitales y números cuánticos

La solución de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno produce un conjunto de funciones de onda denominadas **orbitales**. Cada orbital tiene una energía y forma características. Por ejemplo, el orbital con menor energía del átomo de hidrógeno tiene forma esférica como se ilustra en la figura 1.43 y una energía de -2.18×10^{-18} J. Observe que un *orbital* (modelo de la mecánica cuántica que describe los electrones en términos de probabilidades, visualizado como "nube electrónica") no es lo mismo que una *órbita* (modelo de Bohr, que visualiza el electrón moviéndose en una órbita física, como un planeta alrededor de una estrella). El modelo de la mecánica cuántica no se refiere a órbitas, debido a que el movimiento del electrón en un átomo no puede determinarse con precisión (principio de incertidumbre de Heisenberg).

El modelo de Bohr introdujo un solo número cuántico, n, para describir una órbita. El modelo de la mecánica cuántica utiliza tres números cuánticos, n, l y m_l, los cuales resultan naturalmente de las matemáticas utilizadas, para describir un orbital.

1. El *número cuántico principal*, n, puede tener valores enteros positivos de 1, 2, 3, etc. Cuando n aumenta, el orbital se hace más grande, y el electrón pasa más tiempo lejos del núcleo. Un aumento en n también significa que el electrón tiene mayor energía y, por lo tanto, está unido menos firmemente al núcleo. Para el átomo de hidrógeno, $E_n = -(2.18 \times 10^{-18}\text{J})(1/n^2)$, como en el modelo de Bohr.
2. El *segundo número cuántico*, el número cuántico del momento angular, l, puede tener valores enteros desde 0 hasta $(n - 1)$ para cada valor de n. Este número cuántico define la forma del orbital. El valor de l para un orbital particular por lo general se designa con las letras s, p, d y f,* las cuales corresponden a los valores de l de 0, 1, 2 y 3:

Valor de l	0	1	2	3
Letra utilizada	s	p	d	f

3. El *número cuántico magnético*, m_l, puede tener valores enteros entre $-l$ y l, incluido el cero. Este número cuántico describe la orientación del orbital en el espacio, como veremos en la sección 1.14.

Observe que debido a que el valor de n puede ser cualquier entero positivo, es posible un número infinito de orbitales para el átomo de hidrógeno. Sin embargo, en algún instante, el electrón de un átomo de hidrógeno se describe mediante solo uno de estos orbitales; decimos que el electrón *ocupa* un cierto orbital. Los orbitales restantes están *desocupados* en ese estado específico del átomo de hidrógeno.

El conjunto de orbitales con el mismo valor de n se llama **capa electrónica**. Se dice que todos los orbitales que tienen $n = 3$, por ejemplo, están en la tercera capa. El conjunto de orbitales que tienen los mismos valores de n y l se conoce como **subcapa**. Cada subcapa se designa con un número (el valor de n) y una letra (s, p, d o f, que corresponde al valor de l). Por ejemplo, los orbitales que tienen $n = 3$ y $l = 2$ se conocen como orbitales 3d, y se encuentran en la subcapa 3d.

La ► **TABLA 1.7** resume los valores posibles de los números cuánticos l y m_l, para valores de n hasta $n = 4$. Las restricciones de estos posibles valores de los números cuánticos dan origen a las siguientes observaciones importantes:

*Las letras provienen de las palabras *sharp*, *principal*, *diffuse* y *fundamental* (esto es, *agudo*, *principal*, *difuso* y *fundamental*), que se utilizaban para describir ciertas características del espectro antes de que se desarrollara la mecánica cuántica.

TABLA 1.7 • Relación entre los valores de n, l y m_l, hasta $n = 4$

n	Valores posibles de l	Designación de subcapa	Valores posibles de m_l	Número de orbitales en la subcapa	Número total de orbitales en la capa
1	0	1*s*	0	1	1
2	0	2*s*	0	1	
	1	2*p*	1, 0, −1	3	4
3	0	3*s*	0	1	
	1	3*p*	1, 0, −1	3	
	2	3*d*	2, 1, 0, −1, −2	5	9
4	0	4*s*	0	1	
	1	4*p*	1, 0, −1	3	
	2	4*d*	2, 1, 0, −1, −2	5	
	3	4*f*	3, 2, 1, 0, −1, −2, −3	7	16

1. La capa con el número cuántico principal n consta exactamente de n subcapas. Cada subcapa corresponde a un distinto valor permitido de l, desde 0 hasta $(n - 1)$. Por lo tanto, la primera capa $(n = 1)$ consiste en solo una subcapa, la 1*s* $(l = 0)$; la segunda capa $(n = 2)$ consiste en dos subcapas, la 2*s* $(l = 0)$ y la 2*p* $(l = 1)$; la tercera capa consiste en tres subcapas, 3*s*, 3*p* y 3*d*, y así sucesivamente.
2. Cada subcapa consiste en un número específico de orbitales. Cada orbital corresponde a un valor permitido de m_l diferente. Para un valor dado de l, existen $(2l + 1)$ valores permitidos de m_l, que van de $-l$ a $+l$. Por lo tanto, cada subcapa *s*$(l = 0)$ consiste en un orbital, cada subcapa *p*$(l = 1)$ consiste en tres orbitales, cada subcapa *d*$(l = 2)$ consiste en cinco orbitales, y así sucesivamente.
3. El número total de orbitales en una capa es n^2, donde n es el número cuántico principal de la capa. El número resultante de orbitales para las capas (1, 4, 9, 16) está relacionado con un patrón que se aprecia en la tabla periódica: vemos que el número de elementos en las filas de la tabla periódica (2, 8, 18 y 32) es igual al doble de estos números.

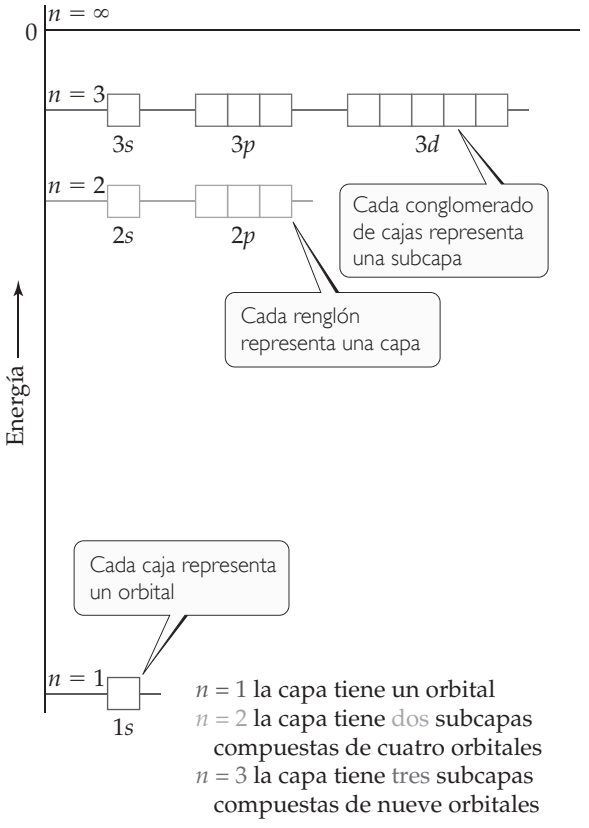
La ► **FIGURA 1.44** muestra las energías relativas de los orbitales del átomo de hidrógeno hasta $n = 3$. Cada cuadro representa un orbital, y orbitales en la misma subcapa, tal como los tres orbitales, 2*p*, se agrupan. Cuando el electrón ocupa el orbital de menor energía (1*s*), se dice que el átomo de hidrógeno se encuentra en su *estado basal*. Cuando el electrón ocupa cualquier otro orbital, el átomo se encuentra en un *estado excitado*. (El electrón puede excitarse a un orbital de mayor energía mediante la absorción de un fotón con la energía adecuada). A temperaturas ordinarias, prácticamente todos los átomos de hidrógeno se encuentran en el estado basal.

PIÉNSELO UN POCO

En la figura 1.44, se observa que la diferencia de energía entre los niveles $n = 1$ y $n = 2$ es mucho mayor que la diferencia de energía entre los niveles $n = 2$ y $n = 3$. ¿De qué manera la ecuación 1.6 explica esta tendencia?

IMAGINE

Si se mostrara la cuarta capa (el nivel de energía $n = 4$), ¿cuántas subcapas contendría? ¿Cómo se designarían?



▲ **FIGURA 1.44** **Niveles de energía en el átomo de hidrógeno.**

EJERCICIO RESUELTO 1.11 Subcapas del átomo de hidrógeno

a) Sin consultar la tabla 1.7, prediga el número de subcapas de la cuarta capa, es decir, para $n = 4$. *b*) Especifique la designación para cada una de estas subcapas. *c*) ¿Cuántos orbitales hay en cada una de estas subcapas?

Análisis y estrategia Conocemos el valor del número cuántico principal, n. Debemos determinar los valores permitidos de l y m_l para este valor dado de n y después contar el número de orbitales en cada subcapa.

SOLUCIÓN

Existen cuatro subcapas en la cuarta capa, las cuales corresponden a los cuatro posibles valores de l (0, 1, 2 y 3).

Estas subcapas se designan como 4*s*, 4*p*, 4*d* y 4*f*. El número dado en la designación de una subcapa es el número cuántico principal, n; la letra designa el valor del número cuántico del momento angular l: para $l = 0$, *s*; para $l = 1$, *p*; para $l = 2$, *d*; para $l = 3$, *f*.

Solamente existe un orbital 4*s* (cuando $l = 0$, solo hay un valor posible de m_l: 0). Hay tres orbitales 4*p* (cuando $l = 1$, hay tres valores posibles de m_l: 1, 0 y −1). Hay cinco orbitales 4*d* (cuando $l = 2$, hay cinco valores posibles de m_l: 2, 1, 0, −1 y −2). Hay siete orbitales 4*f* (cuando $l = 3$, hay siete valores posibles de m_l: 3, 2, 1, 0, −1, −2 y −3).

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Redacte una carta a su mejor amigo donde describa la diferencia entre una *órbita* en el modelo de Bohr del átomo de hidrógeno y un *orbital* en el modelo mecánico cuántico.

Después de esta redacción, en una hoja aparte, responda lo siguiente:

a) ¿Cuál es la designación para la subcapa con $n = 5$ y $l = 1$? *b*) ¿Cuántos orbitales hay en esta subcapa? *c*) Indique los valores de m_l para cada uno de estos orbitales.

Respuestas: *a*) 5*p*; *b*) 3; *c*) 1, 0, −1

1.14 REPRESENTACIÓN DE ORBITALES

Hasta ahora hemos hecho énfasis en las energías de los orbitales, pero la función de onda también brinda información sobre la ubicación probable de un electrón en el espacio. Examinemos las formas en que podemos representar los orbitales debido a que sus formas nos ayudan a visualizar cómo se distribuye la densidad electrónica alrededor del núcleo.

Orbitales *s*

Si recordamos la representación del orbital 1*s* (figura 1.43), lo primero que observamos sobre la densidad electrónica del mismo, es que es *simétricamente esférico*; en otras palabras, la densidad electrónica a una distancia dada del núcleo es la misma independientemente de la dirección en que nos alejemos del núcleo. Todos los demás orbitales *s* (2*s*, 3*s*, 4*s*, y así sucesivamente) también son simétricamente esféricos y centrados en el núcleo.

Recuerde que el número cuántico l para los orbitales *s* es 0; por lo tanto, el número cuántico m_l debe ser 0. Así, para cada valor de n, solo existe un orbital *s*.

Entonces, ¿cómo difieren los orbitales *s* conforme cambia el valor de n? Una manera de enfrentar esta pregunta es utilizando la **función de probabilidad radial**, también conocida como *densidad de probabilidad radial*, que se define como la probabilidad de encontrar al electrón a una distancia específica del núcleo.

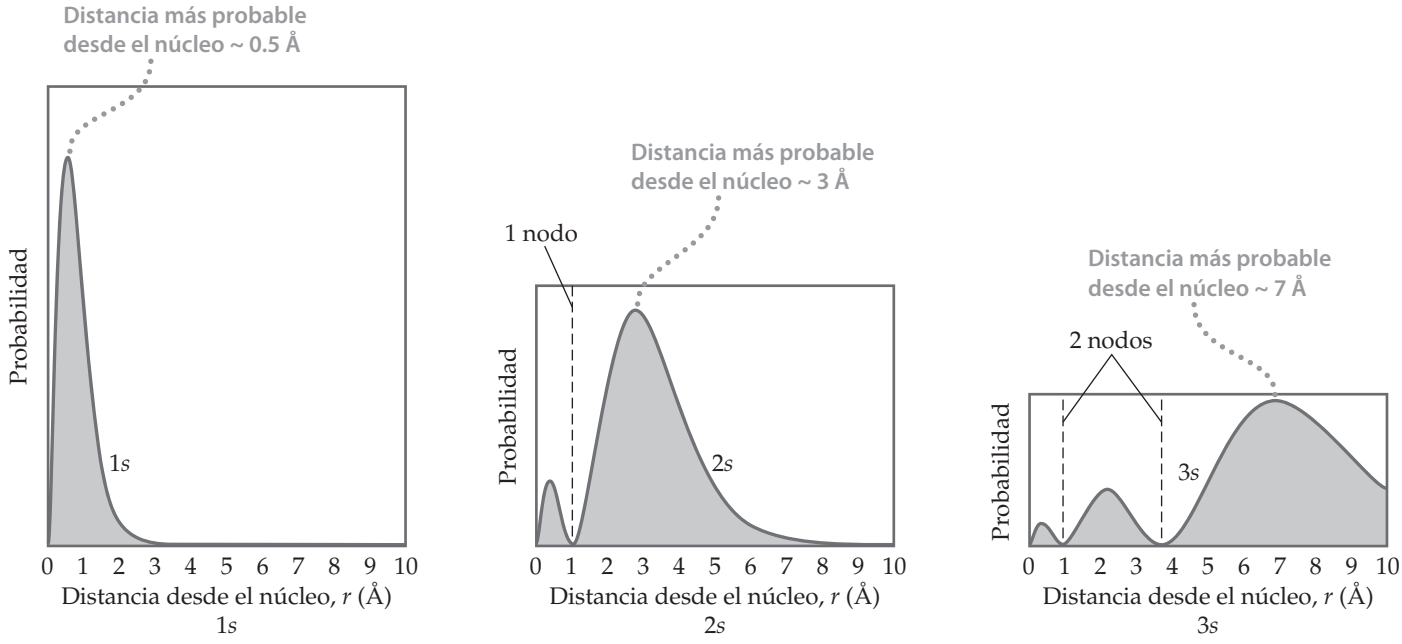
En la ► **FIGURA 1.45** se muestra la densidad de probabilidad radial para los orbitales 1*s*, 2*s* y 3*s* del átomo de hidrógeno como una función de r, la distancia desde el núcleo. Es muy importante centrar la atención en tres características de estas gráficas: el número de picos, el número de puntos en los que la función de probabilidad tiende a cero (llamados **nodos**), y lo disperso de la distribución, lo que da una idea del tamaño del orbital.

Para el orbital 1*s*, vemos que la probabilidad aumenta rápidamente conforme nos alejamos del núcleo, y es máxima a una distancia de 0.5 Å. Por lo tanto, cuando el electrón ocupa el orbital 1*s*, es *más probable* que se encuentre a esta distancia del núcleo.* También observe que en el orbital 1*s*, la probabilidad de encontrar al electrón a una distancia mayor que 3 Å desde el núcleo es prácticamente cero.

*En el modelo de la mecánica cuántica, la distancia más probable a la que se encuentra un electrón en el orbital 1*s* es en realidad de 0.529 Å, que es idéntica al radio de la órbita predicha por Bohr para $n = 1$. La distancia 0.529 Å con frecuencia se conoce como radio de Bohr.

IMAGINE

¿Cuántos máximos esperaría encontrar en la función de probabilidad radial del orbital 4*s* del átomo de hidrógeno? ¿Cuántos nodos se tendrían en esta función?

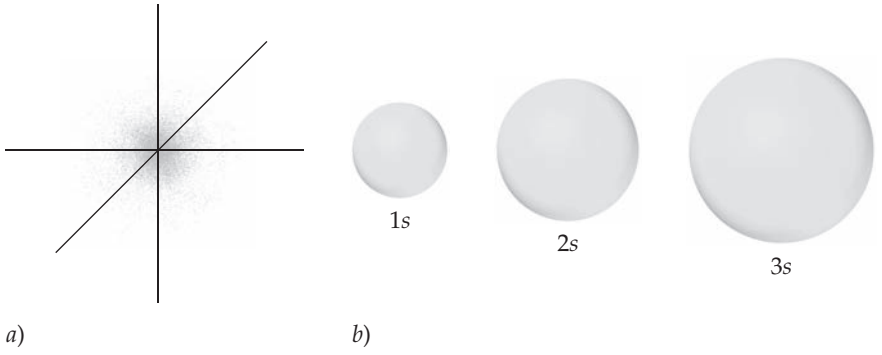


▲ **FIGURA 1.45 Distribuciones de probabilidad radial para los orbitales 1*s*, 2*s* y 3*s* del hidrógeno.** Las gráficas de la función de probabilidad radial indican la probabilidad de encontrar al electrón en función de la distancia desde el núcleo. Conforme *n* aumenta, la distancia más probable a la que encontraremos al electrón (el pico más alto) se incrementa en relación con el núcleo.

Al comparar las funciones de distribución de probabilidad radial para los orbitales 1*s*, 2*s*, 3*s* podemos encontrar tres resultados importantes:

1. *El número de picos aumenta con el incremento de n*; *el pico más externo es más grande que los interiores.*
2. *El número de nodos aumenta al incrementarse* n.
3. *La densidad electrónica se extiende más conforme* n *aumenta.*

Un método de representación de la *forma* del orbital que se utiliza ampliamente consiste en dibujar una superficie límite que encierra una parte sustancial, por ejemplo, 90%, de la densidad electrónica para el orbital. Este tipo de dibujo se denomina una *representación de contorno*, y las representaciones de contorno para los orbitales *s* son esferas (▼ **FIGURA 1.46**). Todos los orbitales tienen la misma forma, pero difieren en tamaño, ya que son más grandes a medida que aumenta *n*, lo que refleja el hecho de que la densidad electrónica se



◄ **FIGURA 1.46 Comparación de los orbitales 1*s*, 2*s* y 3*s*.** *a*) Distribución de la densidad electrónica de un orbital 1*s*. *b*) Representación de contorno de los orbitales 1*s*, 2*s* y 3*s*. Cada esfera está centrada en el núcleo del átomo y hay un 90% de probabilidad de encontrar al electrón en el volumen que encierra.

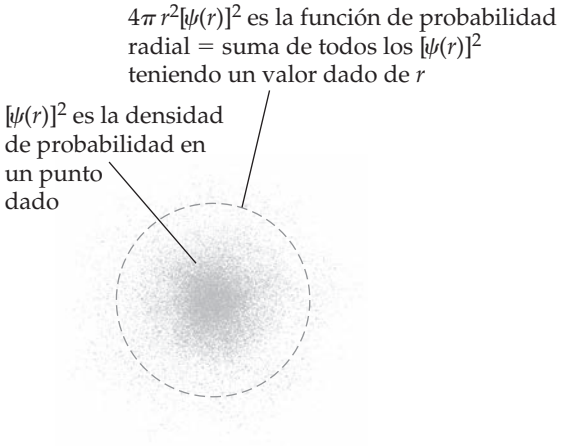
UNA MIRADA DE CERCA

DENSIDAD DE PROBABILIDAD Y FUNCIONES DE PROBABILIDAD RADIAL

De acuerdo con la mecánica cuántica, debemos describir la posición de un electrón en el átomo de hidrógeno en términos de probabilidades. La información acerca de la probabilidad se encuentra en las funciones de onda, ψ, que se obtiene de la ecuación de Schrödinger. El cuadrado de la función de onda, ψ^2, conocida como densidad de probabilidad o densidad electrónica, como se señaló anteriormente, nos indica la probabilidad de encontrar al electrón en cualquier *punto* del espacio. Como los orbitales *s* son simétricamente esféricos, el valor de ψ para un electrón *s* solo depende de la distancia desde el núcleo, *r*. Por lo tanto, la densidad de probabilidad se puede expresar como $[\psi(r)]^2$, donde $\psi(r)$ es el valor de ψ en *r*. Esta función $[\psi(r)]^2$ nos indica la densidad de probabilidad para cualquier punto situado a una distancia *r* del núcleo.

La función de probabilidad radial, que hemos utilizado en la figura 1.45, difiere de la densidad de probabilidad. La función de probabilidad radial es igual a la probabilidad *total* de encontrar al electrón en *todos los puntos* a una distancia *r* del núcleo. En otras palabras, para calcular esta función necesitamos "sumar" las densidades de probabilidad $[\psi(r)]^2$ en todos los puntos a una distancia *r* del núcleo. La ► **FIGURA 1.47** compara la densidad de probabilidad en un punto ($[\psi(r)]^2$) con la función de probabilidad radial.

Vamos a examinar la diferencia entre la densidad de la probabilidad y la función de probabilidad radial con más detalle. La ► **FIGURA 1.48** muestra las gráficas de $[\psi(r)]^2$ como función de *r* para los or-



▲ **FIGURA 1.47 Comparación de la densidad de probabilidad $[\psi(r)]^2$ y la función de probabilidad radial $4\pi r^2[\psi(r)]^2$.**

vuelve más dispersa conforme *n* aumenta. Aunque los detalles de cómo varía la densidad electrónica dentro de una representación de contorno determinada se pierden en estas ilustraciones, esta no representa una importante desventaja. Para análisis cualitativos, las características más importantes de los orbitales son la forma y el tamaño relativo, que se muestran adecuadamente utilizando las representaciones de contorno.

Orbitales *p*

La distribución de la densidad electrónica para un orbital 2*p* se ilustra en la ► **FIGURA 1.49***a*). La densidad electrónica no está distribuida en forma esférica como en un orbital *s*. En vez de ello, la densidad está concentrada en dos regiones a ambos lados del núcleo, separadas por un nodo en el núcleo. Decimos que este orbital con forma de mancuerna tiene dos *lóbulos*. Recuerde que no estamos diciendo cómo se mueve el electrón dentro del orbital. La figura 1.49*a*) representa solo la distribución *promedio* de la densidad electrónica en un orbital 2*p*.

Comenzando con la capa $n = 2$, cada capa tiene tres orbitales *p*. Recuerde que el número cuántico *l* para los orbitales *p* es 1. Por lo tanto, el número cuántico magnético m_l puede tener tres posibles valores: -1, 0 y $+1$. Entonces, hay tres orbitales 2*p*, tres orbitales 3*p*, y así sucesivamente, que corresponden a tres valores posibles de m_l. Cada conjunto de orbitales *p* tiene forma de mancuerna, como se observa en la figura 1.49*b*) para el caso de los orbitales 2*p*. Para cada valor de *n*, los tres orbitales *p* tienen el mismo tamaño y forma, pero difieren entre sí en su orientación en el espacio. En general, representamos los orbitales *p* dibujando la forma y orientación de sus funciones de onda, como se observa en la figura 1.49*b*). Es conveniente designarlos como orbitales p_x, p_y y p_z. La letra subíndice indica el eje cartesiano sobre el que están orientados los orbitales.* Al igual que los orbitales *s*, los orbitales *p* incrementan su tamaño conforme nos movemos de 2*p* a 3*p* a 4*p*, y así sucesivamente.

*No podemos establecer una simple correspondencia entre los subíndices (*x*, *y* y *z*) y los valores permitidos m_l (1, 0 y -1). Explicar por qué esto es así es algo que se encuentra más allá del alcance de un texto introductorio.

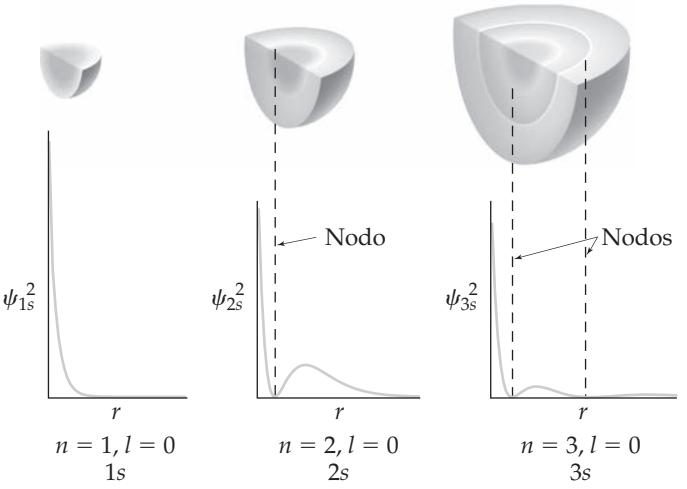
bitales 1*s*, 2*s*, 3*s* del átomo de hidrógeno. Se dará cuenta de que estas gráficas tienen un aspecto claramente diferente de las funciones de probabilidad radial que se ilustran en la figura 1.45.

Como se observa en la figura 1.47, el conjunto de puntos a una distancia *r* del núcleo es la superficie de una esfera de radio *r*. La densidad de probabilidad en cualquier punto de esa superficie esférica es $[\psi(r)]^2$. Para sumar todas las densidades de probabilidad individuales es necesario utilizar cálculo, algo que está más allá del alcance de este libro. Sin embargo, el resultado de estos cálculos nos dice que la función de probabilidad radial es la densidad de probabilidad, $[\psi(r)]^2$, multiplicada por el área de la superficie de la esfera, $4\pi r^2$:

$$\text{Función de probabilidad radial} = 4\pi r^2[\psi(r)]^2$$

Por lo tanto, las gráficas de función de probabilidad radial en la figura 1.45 son iguales a las gráficas de $[\psi(r)]^2$ en la figura 1.48 multiplicadas por $4\pi r^2$. El hecho de que $4\pi r^2$ se incremente rápidamente conforme nos alejamos del núcleo hace que los dos conjuntos de gráficas se vean muy diferentes. Por ejemplo, la gráfica de $[\psi(r)]^2$ para el orbital 3*s* en la figura 1.48 muestra que la función generalmente disminuye conforme nos alejamos del núcleo. Pero cuando la multiplicamos por $4\pi r^2$, vemos picos que aumentan conforme nos alejamos del núcleo (figura 1.45).

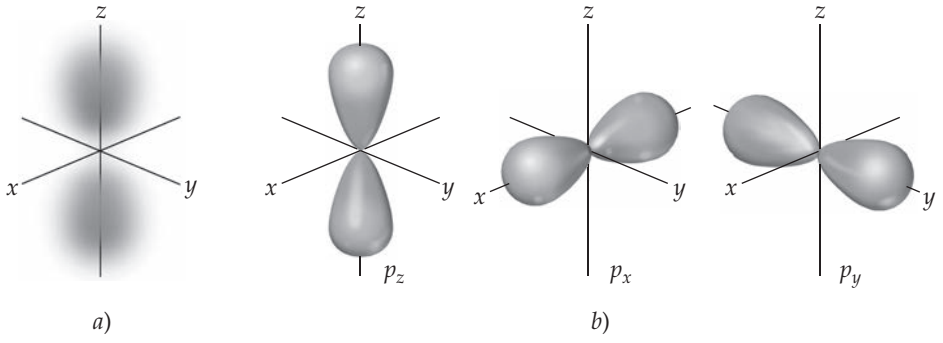
Las funciones de probabilidad radial de la figura 1.45 nos brindan la información más útil, ya que nos indican la probabilidad de encontrar al electrón en *todos* los puntos a una distancia *r* del núcleo, y no solo en un punto en particular.



▲ **FIGURA 1.48 Densidad de probabilidad $[\psi(r)]^2$ en los orbitales 1*s*, 2*s* y 3*s* del hidrógeno.**

IMAGINE

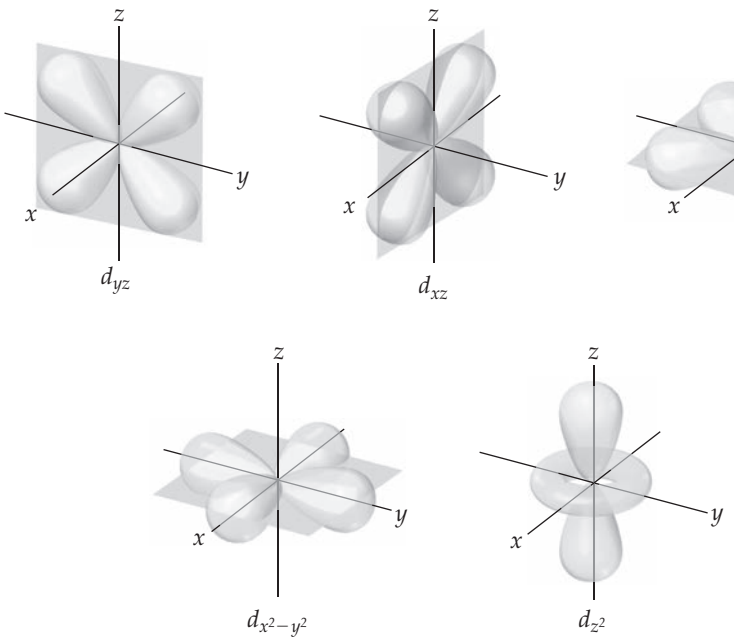
***a*) Observe a la izquierda que el tono oscuro en el interior de cada lóbulo se desvanece hasta volverse pálido en los bordes. ¿Qué representa este cambio de tonalidad? *b*) ¿Cómo se designan los orbitales 2*p* alineados a lo largo del eje *x*?**



◀ **FIGURA 1.49 Los orbitales *p*.** *a*) Distribución de la densidad electrónica de un orbital 2*p*. *b*) Representaciones de contorno de los tres orbitales *p*. Observe que el subíndice utilizado en el orbital indica el eje en el que se encuentra el orbital.

Orbitales *d* y *f*

Cuando *n* tiene un valor de 3 o mayor, nos encontramos con los orbitales *d* (para los cuales $l = 2$). Existen cinco orbitales 3*d*, cinco orbitales 4*d*, y así sucesivamente, porque en cada capa hay cinco posibles valores para el número cuántico m_l: $-2, -1, 0, 1$ y 2. Los distintos orbitales *d* de una capa dada tienen diferentes formas y orientaciones en el espacio, como muestra la ▼ **FIGURA 1.50**. Cuatro de las representaciones de contorno correspondientes al orbital *d* tienen una forma de "trébol de cuatro hojas", y cada una se encuentra principalmente en un plano. Los d_{xy}, d_{xz} y d_{yz} se encuentran en los planos *xy*, *xz* y *yz*, respectivamente, con los lóbulos orientados *entre* los ejes. Los lóbulos del orbital $d_{x^2-y^2}$ también se encuentran en el plano *xy*, pero los lóbulos se encuentran *a lo largo* de los ejes *x* y *y*. El orbital d_{z^2} se ve muy diferente en comparación los otros cuatro: tiene dos lóbulos a lo largo del eje *z* y una "rosquilla" en el plano *xy*. Aunque el orbital d_{z^2} se ve muy diferente de los otro orbitales *d*,



▲ **FIGURA 1.50 Representaciones de contorno de los cinco orbitales *d*.**

tiene la misma energía que los otro cuatro orbitales *d*. Las representaciones de la figura 1.50 se utilizan comúnmente para todos los orbitales *d*, independientemente del número cuántico principal.

Cuando n es 4 o mayor, hay siete orbitales *f* equivalentes (para los que $l = 3$). Las formas de los orbitales *f* son incluso más complicadas que las correspondientes a los orbitales *d*, y no se presentan aquí. Sin embargo, como veremos en la siguiente sección, debe estar consciente de la existencia de los orbitales *f* cuando consideremos la estructura electrónica de los átomos que se encuentran en la parte inferior de la tabla periódica.

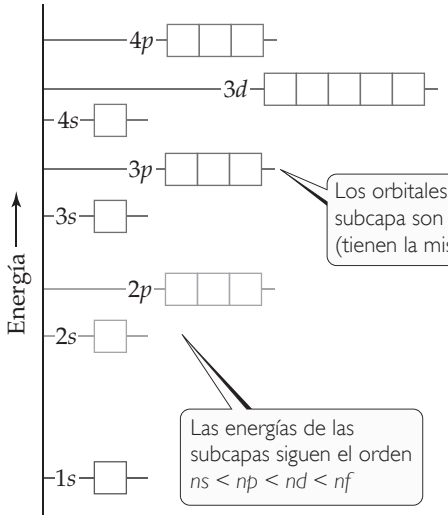
Verá en muchos casos más adelante en el texto que conocer el número y las formas de los orbitales atómicos le ayudará a comprender la química a nivel molecular. Por consiguiente, entenderá por qué es útil memorizar las formas de los orbitales *s*, *p* y *d* que aparecen en las figuras 1.46, 1.49 y 1.50.

1.15 ÁTOMOS POLIELECTRÓNICOS

A lo largo del presente capítulo hemos descubierto que la mecánica cuántica da origen a una descripción muy elegante del átomo de hidrógeno. Sin embargo, este átomo solo tiene un electrón y hay que considerar que existen átomos con dos o más electrones, denominados átomos polielectrónicos. Para describir estos átomos, debemos considerar la naturaleza de los orbitales y sus energías relativas, así como la forma en que los electrones ocupan los orbitales disponibles.

IMAGINE

No todos los orbitales en la capa $n = 4$ se muestran en esta figura. ¿Qué subcapas faltan?



▲ **FIGURA 1.51 Ordenamiento general de los orbitales de átomos polielectrónicos en función de la energía.**

Orbitales y sus energías

Podemos describir la estructura electrónica de átomos polielectrónicos en términos de orbitales como los del átomo de hidrógeno. Por lo tanto, podemos seguir designando los orbitales como 1*s*, $2p_x$ y así sucesivamente. Además, estos orbitales tienen las mismas formas generales que las correspondientes a los orbitales del hidrógeno.

Aunque las formas de los orbitales para átomos polielectrónicos son las mismas que las del hidrógeno, la presencia de más de un electrón modifica mucho las energías de los orbitales. En el hidrógeno, la energía de un orbital solo depende de su número cuántico principal, n (figura 1.44). Por ejemplo, las subcapas 3*s*, 3*p* y 3*d* tienen la misma energía. Sin embargo, en un átomo polielectrónico las repulsiones entre electrones ocasionan que las diferentes subcapas tengan distintas energías, como se aprecia en la ◀ **FIGURA 1.51**. Para explicar este hecho, debemos considerar las fuerzas que actúan entre los electrones y cómo es que estas fuerzas se ven afectadas de acuerdo con las formas de los orbitales.

La idea importante es la siguiente: *en un átomo polielectrónico, para un valor dado de n, la energía de un orbital aumenta cuando se incrementa el valor de l*. Por ejemplo, observe en la figura 1.51 que los orbitales $n = 3$ incrementan su energía en el orden $3s < 3p < 3d$. Observe también que todos los orbitales de una subcapa dada (como los cinco orbitales 3*d*) tienen la misma energía. Se dice que los orbitales que tienen la misma energía están **degenerados**.

La figura 1.51 es un diagrama *cualitativo* de nivel de energía; las energías exactas de los orbitales y sus espaciamientos varían de un átomo a otro.

Espín electrónico y el principio de exclusión de Pauli

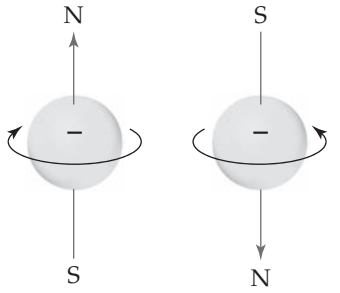
Ya hemos visto que podemos utilizar los orbitales como los del hidrógeno para describir átomos polielectrónicos. Sin embargo, ¿qué determina cuáles orbitales ocupan los electrones?

Es decir, ¿de qué manera los electrones de un átomo polielectrónico ocupan los orbitales disponibles? Para responder a esta pregunta, debemos considerar una propiedad adicional del electrón.

Cuando los científicos estudiaron detalladamente los espectros de líneas de átomos polielectrónicos, observaron una característica muy desconcertante: las líneas de las que originalmente se pensaba que eran una sola resultaron ser pares de líneas muy juntas. Esto significaba, en esencia, que había el doble de niveles de energía de los que se "suponía". En 1925, los físicos holandeses George Uhlenbeck y Samuel Goudsmit propusieron una solución a este dilema. Postularon que los electrones tienen una propiedad intrínseca, llamada **espín electrónico**, que ocasiona que cada electrón se comporte como si fuera una diminuta esfera girando sobre su propio eje.

A estas alturas, es probable que no le sorprenda saber que el espín electrónico está cuantizado. Esta observación dio lugar a la asignación de un nuevo número cuántico para el electrón, además de n, l y m_l, los cuales ya hemos explicado. Este nuevo número cuántico, el **número de espín cuántico magnético**, se denota como m_s (el subíndice s es por la inicial del término *spin*). Hay dos posibles valores permitidos para m_s, $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$, que se interpretaron inicialmente como las dos direcciones opuestas en las que el electrón puede girar. Una carga que gira produce un campo magnético; por lo tanto, las dos direcciones opuestas de giro producen campos magnéticos con direcciones opuestas (► **FIGURA 1.52**).* Estos dos campos magnéticos opuestos ocasionan la división de las líneas espectrales en pares muy juntos.

El espín electrónico es crucial para comprender las estructuras electrónicas de los átomos. En 1925, el físico austriaco Wolfgang Pauli (1900-1958) descubrió el principio que rige la distribución de electrones en átomos polielectrónicos. El **principio de exclusión de Pauli** establece que *dos electrones de un átomo no pueden tener el mismo conjunto de números cuánticos*, n, l, m_l y m_s. Para un orbital dado, los valores de n, l y m_l son fijos. Por lo tanto, si queremos colocar más de un electrón en un orbital *y* satisfacer el principio de exclusión de Pauli, nuestra única opción es asignar diferentes valores de m_s a los electrones. Como solo hay dos valores para este número cuántico, concluimos que *un orbital puede tener un máximo de dos electrones y que estos deben tener espines opuestos*. Esta restricción nos permite hacer referencia a los electrones de un átomo, dando sus números cuánticos y, por consiguiente, definiendo la región en el espacio donde es más probable encontrar a cada electrón. También proporciona la clave para comprender el arreglo de la tabla periódica de los elementos.



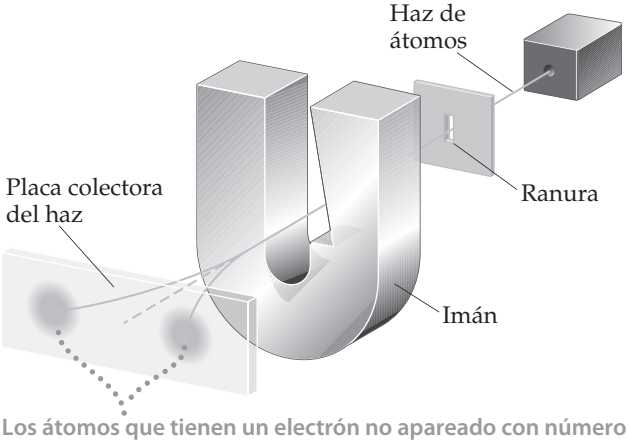
▲ **FIGURA 1.52 Espín electrónico.** El electrón se comporta como si estuviera girando sobre un eje; por lo tanto, genera un campo magnético cuya dirección depende de la dirección de giro. Las dos direcciones del campo magnético corresponden a los dos posibles valores del número de espín cuántico magnético, m_s.

UNA MIRADA DE CERCA

EVIDENCIA EXPERIMENTAL PARA EL ESPÍN ELECTRÓNICO

Incluso antes de que se propusiera un espín electrónico, había evidencia experimental de que los electrones tenían una propiedad adicional que debía explicarse. En 1921, Otto Stern y Walter Gerlach lograron separar un haz de átomos eléctricamente neutros en dos grupos haciéndolos pasar a través de un campo magnético no homogéneo (► **FIGURA 1.53**).

Supongamos que utilizaron un haz de átomos de hidrógeno (en realidad, utilizaron átomos de plata, que tienen solo un electrón no apareado). Por lo regular, esperaríamos que los átomos eléctricamente neutros no se vieran afectados por un campo magnético. Sin embargo, el campo magnético que surge del espín del electrón interactúa con el campo de un imán, y desvía al átomo de su trayectoria en línea recta. Como vemos en la figura 1.52, el campo magnético separa en dos al haz, lo que sugiere que hay dos (y solo dos) valores equivalentes para el campo magnético del electrón. El experimento de Stern y Gerlach pudo interpretarse rápidamente una vez que se supo que hay exactamente dos valores para el espín del electrón. Estos valores producen campos magnéticos iguales con direcciones opuestas.



Los átomos que tienen un electrón no apareado con número cuántico de espín $m_s = +1/2$ son desviados en una dirección; los que tienen un electrón no apareado con $m_s = -1/2$ se desvían en dirección opuesta

▲ **FIGURA 1.53 El experimento de Stern y Gerlach.**

*Como explicamos antes, el electrón tiene propiedades de partícula y de onda. Por lo tanto, la imagen de un electrón como una esfera cargada que gira es, en sentido estricto, tan solo una representación visual útil que nos ayuda a comprender las dos direcciones del campo magnético que un electrón puede tener.

LA QUÍMICA Y LA VIDA

ESPÍN NUCLEAR E IMÁGENES POR RESONANCIA MAGNÉTICA

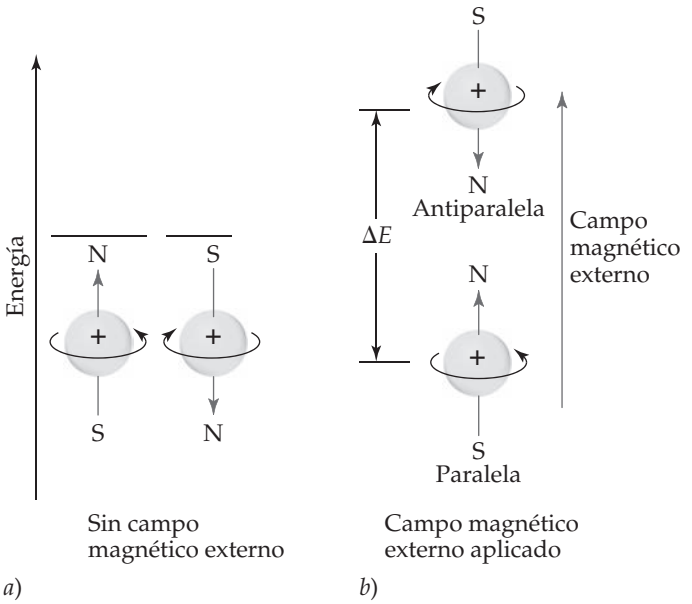
Un reto importante que enfrenta el diagnóstico médico es ver el interior del cuerpo humano. Hasta hace poco tiempo, esto se lograba principalmente utilizando rayos X para obtener imágenes de huesos, músculos y órganos humanos. Sin embargo, hay varios inconvenientes en el uso de los rayos X para obtener imágenes médicas. Primero, los rayos X no proporcionan imágenes con buena resolución de estructuras fisiológicas sobrepuestas. Además, debido a que los tejidos dañados o enfermos con frecuencia producen la misma imagen que un tejido sano, los rayos X frecuentemente fallan en la detección de enfermedades o lesiones. Por último, los rayos X son radiación de alta energía que puede ocasionar daños fisiológicos, incluso en dosis bajas.

Durante la década de 1980, una técnica llamada *imagen por resonancia magnética* (IRM) se colocó a la vanguardia de la tecnología médica para la obtención de imágenes del cuerpo humano. El fundamento de la IRM se basa en el fenómeno conocido como resonancia magnética nuclear (RMN), que se descubrió a mediados de la década de 1940. En la actualidad la RMN se ha convertido en uno de los métodos de espectroscopia más importantes que se utilizan en química. Se basa en el hecho de que, al igual que los electrones, el núcleo de muchos elementos tiene un espín intrínseco. De la misma forma que el espín del electrón, el espín nuclear está cuantizado. Por ejemplo, el núcleo de ^{1}H tiene dos posibles números cuánticos de espín nuclear magnético, $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$. El núcleo del hidrógeno es el más comúnmente estudiado por la RMN.

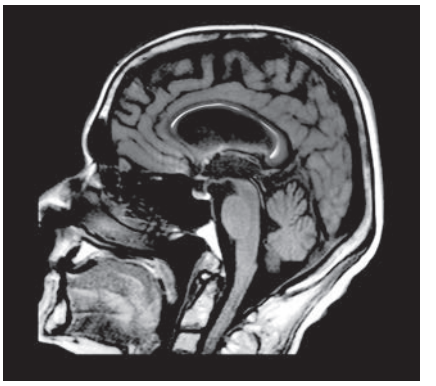
Un núcleo de hidrógeno girando actúa como un pequeño imán. En ausencia de agentes externos, los dos estados de espín tienen la misma energía. Sin embargo, cuando los núcleos se colocan en un campo magnético externo, pueden alinearse de forma paralela u opuesta (antiparalela) al campo, dependiendo de su espín. La alineación paralela es de menor energía que la antiparalela por una cantidad determinada, ΔE (► **FIGURA 1.54**). Si los núcleos son irradiados con fotones cuya energía es igual a ΔE, el espín de los núcleos puede "invertirse", es decir, excitarse para pasar de la alineación paralela a la antiparalela. La detección de esta inversión de los núcleos entre los dos estados de espín dio lugar al espectro de RMN. La radiación utilizada en un experimento de RMN está en el intervalo de la radiofrecuencia, por lo general entre 100 y 900 MHz, que tiene mucho menos energía por fotón que los rayos X.

Debido a que el hidrógeno es un componente principal de los fluidos acuosos del cuerpo y del tejido adiposo, el núcleo del hidrógeno es el más conveniente para estudios mediante la IRM. En una IRM, el cuerpo de una persona se coloca en un campo magnético fuerte. Al irradiar al cuerpo con pulsos de radiación de radiofrecuencia y mediante técnicas complejas de detección, es posible obtener imágenes del tejido a diferentes profundidades del cuerpo con un detalle espectacular (► **FIGURA 1.55**). La capacidad de obtener muestras a diferentes profundidades permite a los técnicos médicos construir imágenes tridimensionales del cuerpo.

La IRM no presenta ninguna de las desventajas de los rayos X. El tejido enfermo aparece muy distinto del tejido sano, es mucho más fácil diferenciar las estructuras sobrepuestas a diferentes profundidades del cuerpo, y la radiación de radiofrecuencia no es dañina para los humanos en las dosis utilizadas. La técnica ha influido tanto en la práctica médica moderna que el químico Paul Lauterbur y el físico Peter Mansfield fueron galardonados con el Premio Nobel de Fisiología o Medicina en 2003 por sus descubrimientos relacionados con la IRM. La principal desventaja de la IRM es que se trata de una técnica costosa: el costo actual de un instrumento nuevo de IRM para aplicaciones clínicas es de más de 1.5 millones de dólares.



▲ **FIGURA 1.54** **Espín nuclear.** Al igual que el espín electrónico, el espín nuclear genera un pequeño campo magnético y tiene dos valores permitidos. *a*) En la ausencia de un campo magnético externo, los dos estados de espín tienen la misma energía. *b*) Cuando se aplica un campo magnético externo, el estado del espín en el que la dirección del espín es paralela a la dirección del campo externo tiene menor energía que el estado del espín en el que la dirección de giro es antiparalela a la dirección del campo. La diferencia de energía, ΔE, está en la región de radiofrecuencia del espectro electromagnético.



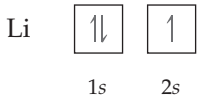
▲ **FIGURA 1.55** **Imagen IRM.** Esta imagen de una cabeza humana, obtenida mediante la técnica de resonancia magnética, muestra un cerebro normal, vías de aire y tejidos faciales.

1.16 CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

La forma en que los electrones se distribuyen entre los diferentes orbitales de un átomo se conoce como la **configuración electrónica**, y cumple con las características energéticas de los orbitales y el principio de exclusión de Pauli.

La configuración electrónica más estable de un átomo, el estado basal, es aquella en la que los electrones se encuentran en los estados de menor energía posible. Si no existieran restricciones en cuanto a los posibles valores de los números cuánticos de los electrones, todos ellos se aglomerarían en el orbital 1*s*, ya que este es el de menor energía (figura 1.51). Sin embargo, el principio de exclusión de Pauli nos dice que no puede haber más de dos electrones en cada orbital. Por lo tanto, *los orbitales se llenan en orden creciente de energía, con no más de dos electrones por orbital*. Por ejemplo, considere el átomo de litio, el cual tiene tres electrones. (Recuerde que el número de electrones en un átomo neutro es igual a su número atómico). El orbital 1*s* puede acomodar a dos de los electrones. El tercero se colocará en el siguiente orbital de menor energía, el 2*s*.

Podemos representar cualquier configuración electrónica escribiendo el símbolo de la subcapa ocupada y agregando un superíndice para indicar el número de electrones en esa subcapa. Por ejemplo, para el litio escribimos $1s^2 2s^1$ (que se lee "1*s* dos, 2*s* uno"). También podemos mostrar la distribución de los electrones como

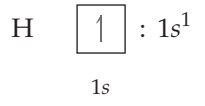


En esta representación, a la cual denominamos *diagrama de orbitales*, cada orbital se denota con un cuadro y cada electrón con una media flecha. Una media flecha que apunta hacia arriba (↿) representa un electrón con un número de espín cuántico magnético positivo ($m_s = +\frac{1}{2}$), y una media flecha que apunta hacia abajo (⇂) representa un electrón con un número de espín cuántico magnético negativo ($m_s = -\frac{1}{2}$). Esta representación gráfica del espín electrónico, que corresponde a las direcciones de los campos magnéticos en la figura 1.52, es bastante práctica.

Se dice que los electrones que tienen espines opuestos están *apareados* cuando se encuentran en el mismo orbital (⇿). Un *electrón desapareado* es aquel que no está acompañado por otro electrón de espín opuesto. En el átomo de litio los dos electrones en el orbital 1*s* están apareados, y el electrón del orbital 2*s* está desapareado.

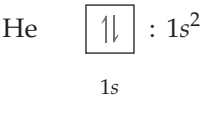
Regla de Hund

Ahora considere cómo cambian las configuraciones electrónicas de los elementos cuando nos movemos de un elemento a otro a través de la tabla periódica. El hidrógeno tiene un electrón, el cual ocupa el orbital 1*s* en su estado basal.



La elección de un electrón con espín hacia arriba es arbitraria; igualmente podríamos mostrar el estado basal con un electrón con espín hacia abajo. Sin embargo, se acostumbra mostrar los electrones desapareados con su espín hacia arriba.

El siguiente elemento, el helio, tiene dos electrones. Debido a que dos electrones con espines opuestos pueden ocupar el mismo orbital, los dos electrones del helio se encuentran en el orbital 1*s*.



Los dos electrones presentes en el helio completan el llenado de la primera capa. Esta distribución representa una configuración muy estable, lo que es evidente por la baja reactividad química del helio.

TABLA 1.8 • Configuraciones electrónicas de varios elementos ligeros

Elemento	Electrones totales	Diagrama de orbitales				Configuración electrónica
		1*s*	2*s*	2*p*	3*s*	
Li	3	↿⇂	↿			$1s^2 2s^1$
Be	4	↿⇂	↿⇂			$1s^2 2s^2$
B	5	↿⇂	↿⇂	↿		$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	↿⇂	↿⇂	↿ ↿		$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	↿⇂	↿⇂	↿ ↿ ↿		$1s^2 2s^2 2p^3$
Ne	10	↿⇂	↿⇂	↿⇂ ↿⇂ ↿⇂		$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11	↿⇂	↿⇂	↿⇂ ↿⇂ ↿⇂	↿	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Las configuraciones electrónicas del litio y muchos otros elementos que le siguen en la tabla periódica se muestran en la ▲ TABLA 1.8. Para el tercer electrón del litio, el cambio en el número cuántico principal de $n = 1$ para los primeros 2 electrones a $n = 2$ para el tercer electrón representa un gran cambio en la energía y un aumento correspondiente en la distancia promedio entre el electrón y el núcleo. En otras palabras, representa el inicio de una nueva capa ocupada con electrones. Como podrá ver al revisar la tabla periódica, el litio comienza una nueva fila de la tabla. Es el primer miembro de los metales alcalinos (grupo 1A).

El elemento que sigue al litio es el berilio; su configuración electrónica es $1s^2 2s^2$ (tabla 1.8). El boro, cuyo número atómico es 5, tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^1$. El quinto electrón debe colocarse en un orbital 2*p*, ya que el orbital 2*s* está lleno. Como los tres orbitales 2*p* tienen la misma energía, no importa qué orbital 2*p* se ocupe por este quinto electrón.

Con el siguiente elemento, el carbono, encontramos una nueva situación. Sabemos que el sexto electrón debe ir en un orbital 2*p*. Sin embargo, ¿este nuevo electrón va en el orbital 2*p* que ya tiene un electrón, o en uno de los otros dos orbitales 2*p*? Esta pregunta se responde por la **regla de Hund**, la cual establece que *en el caso de orbitales degenerados, la energía más baja se alcanza cuando el número de electrones que tienen el mismo espín se maximiza.* Esto significa que los electrones ocuparán orbitales individuales en la medida de lo posible y que todos estos electrones individuales en una subcapa dada tienen el mismo número de espín cuántico magnético. Se dice que los electrones acomodados de esta forma tienen *espines paralelos*. Para que un átomo de carbono tenga una energía mínima, los dos electrones 2*p* deben tener el mismo espín. Para que esto ocurra, los electrones deben estar en orbitales 2*p* distintos, como muestra la tabla 1.8. Entonces, un átomo de carbono en su estado basal tiene dos electrones desapareados.

De manera similar, para el nitrógeno en su estado basal, la regla de Hund requiere que los tres electrones 2*p* ocupen individualmente cada uno de los tres orbitales 2*p*. Esta es la única forma en que los tres electrones pueden tener el mismo espín. En el caso del oxígeno y el flúor, colocamos cuatro y cinco electrones, respectivamente, en los orbitales 2*p*. Para lograr esto, apareamos los electrones en los orbitales 2*p*, como veremos en el ejercicio resuelto 1.12.

La regla de Hund se sustenta en el hecho de que los electrones se repelen entre ellos. Al ocupar diferentes orbitales, los electrones permanecen lo más lejos posible uno de otro, con lo que disminuyen al mínimo las repulsiones entre ellos.

EJERCICIO RESUELTO 1.12 **Diagramas de orbitales y configuraciones electrónicas**

Dibuje el diagrama de orbitales para la configuración electrónica del oxígeno, cuyo número atómico es 8. ¿Cuántos electrones desapareados tiene un átomo de oxígeno?

SOLUCIÓN

Análisis y estrategia Como el número atómico del oxígeno es 8, cada átomo de oxígeno tiene 8 electrones. La figura 1.51 muestra el orden de los orbitales. Los electrones (representados como flechas) se colocan en los orbitales (representados como cajas) comenzando con el orbital de menor energía, el 1*s*. Cada orbital puede contener un máximo de dos electrones (principio de exclusión de Pauli). Debido a que los orbitales 2*p* están degenerados, colocamos un electrón en cada uno de estos orbitales (espín hacia arriba) antes de aparear cualquier electrón (regla de Hund).

Solución En los orbitales 1*s* y 2*s* colocamos dos electrones con sus espines apareados. Esto deja cuatro electrones para los tres orbitales degenerados 2*p*. Siguiendo la regla de Hund, colocamos un electrón en cada orbital 2*p*, hasta que los tres orbitales tengan un electrón cada uno. El cuarto electrón entonces se aparea con uno de los tres electrones que ya se encuentran en un orbital 2*p*, por lo que el diagrama orbital es

1*s* 2*s* 2*p*

La configuración electrónica correspondiente se escribe como $1s^2 2s^2 2p^4$. El átomo tiene dos electrones desapareados.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

a) Escriba la configuración electrónica del fósforo, elemento 15. *b*) ¿Cuántos electrones desapareados tiene un átomo de fósforo?

Respuestas: *a*) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, *b*) tres

Configuraciones electrónicas condensadas

El llenado de la subcapa 2*p* se completa en el neón (1.8), que tiene una configuración estable con ocho electrones (un *octeto*) en su capa ocupada más externa. El siguiente elemento, el sodio, cuyo número atómico es 11, marca el inicio de una nueva fila de la tabla periódica. El sodio tiene un solo electrón 3*s*, más allá de la configuración estable del neón. Por lo tanto, podemos abreviar la configuración electrónica del sodio como

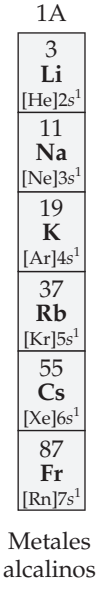
$$\text{Na:} \quad [\text{Ne}]3s^1$$

El símbolo [Ne] representa la configuración electrónica de los diez electrones de neón, $1s^2 2s^2 2p^6$. Escribir la configuración electrónica como $[\text{Ne}]3s^1$ nos permite enfocarnos en el electrón más externo del átomo, que es el principal responsable del comportamiento químico del sodio.

Podemos generalizar lo que hemos hecho para la configuración electrónica del sodio. Al escribir la *configuración electrónica condensada* de un elemento, la configuración electrónica del gas noble más cercano a él, y de menor número atómico, se representa con su símbolo químico entre corchetes. Por ejemplo, escribimos

$$\text{Li:} \quad [\text{He}]2s^1$$

Nos referimos a la configuración representada por el símbolo entre corchetes del *gas noble como "configuración interna"* del átomo correspondiente. A estos electrones de la capa interna se les conoce comúnmente como **electrones internos**. Los electrones que aparecen después del gas noble se conocen como *electrones de la capa externa*. Estos últimos incluyen a los electrones implicados en el enlace químico, que se conocen como **electrones de valencia**. Para los elementos con un número atómico de 30 o menor, todos los electrones de la capa externa son electrones de valencia. Si comparamos la configuración electrónica condensada del litio con la del sodio, podemos apreciar por qué estos dos elementos son tan parecidos químicamente. Estos tienen el mismo tipo de configuración electrónica en la capa ocupada más externa. De hecho, todos los miembros del grupo de metales alcalinos (1A) tienen un solo electrón de valencia *s* además de una configuración interna de gas noble (► **FIGURA 1.56**).



▲ **FIGURA 1.56** **Configuraciones electrónicas de la capa externa de los metales alcalinos (grupo 1A en la tabla periódica).**

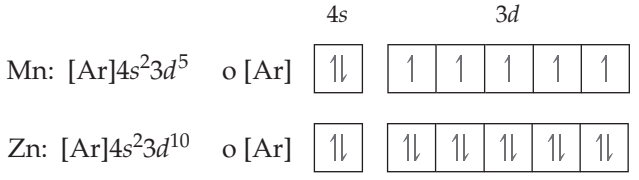
Metales de transición

El elemento argón (gas noble) ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$) marca el final de la fila que inicia con el sodio. El elemento que sigue del argón en la tabla periódica es el potasio (K), cuyo número atómico es 19. Por todas sus propiedades químicas, el potasio es claramente un miembro del grupo de los metales alcalinos. Los hechos experimentales sobre las propiedades del potasio no dejan duda alguna de que el electrón más externo de este elemento ocupa un orbital *s*. Pero esto significa que el electrón de mayor energía *no* ha ocupado un orbital 3*d*, como sería de esperar. Porque el orbital 4*s* tiene menos energía que el orbital 3*d*, la configuración electrónica condensada del potasio es

$$\text{K:} \quad [\text{Ar}]4s^1$$

Siguiendo el llenado completo del orbital 4*s* (esto ocurre con el átomo de calcio), el siguiente conjunto de orbitales por llenar es el 3*d*. (Verá que, conforme avancemos, le resultará útil consultar con frecuencia la tabla periódica que aparece en la segunda de forros). Si comenzamos con el escandio y nos extendemos hasta el zinc, se van añadiendo electrones a los cinco orbitales 3*d* hasta que estén completamente llenos. Por lo tanto, la cuarta fila de la tabla periódica es diez elementos más ancha que las dos filas anteriores. Estos diez elementos se conocen como **elementos de transición** o **metales de transición**. Observe la posición de estos elementos en la tabla periódica.

Al escribir las configuraciones electrónicas de los elementos de transición, llenamos los orbitales de acuerdo con la regla de Hund; los añadimos a los orbitales 3*d*, de uno en uno, hasta que los cinco orbitales tengan un electrón cada uno. Después se colocan electrones adicionales en los orbitales 3*d* apareando los espines hasta que la capa esté completamente llena. Las configuraciones electrónicas condensadas y las representaciones de diagramas de orbitales correspondientes de dos elementos de transición son las siguientes:



Una vez que todos los orbitales 3*d* se han llenado con dos electrones cada uno, se empiezan a ocupar los orbitales 4*p* hasta que se logra un octeto completo de electrones externos ($4s^2 4p^6$); esto se alcanza con el kriptón (Kr), número atómico 36, otro de los gases nobles. El rubidio (Rb) marca el comienzo de la quinta fila. Consulte de nuevo la tabla periódica que se encuentra en la segunda de forros. Observe que esta fila es, en cualquier aspecto, como la anterior, con la excepción de que el valor de *n* es mayor que 1.

PIÉNSELO UN POCO

¿Comprendo cuál es la razón de que los diferentes subniveles de energía posean un número determinado de electrones?
¿Puedo deducir qué orbitales se ocupan primero por electrones, de acuerdo con el acomodo de los elementos en la tabla periódica?

Lantánidos y actínidos

La sexta fila de la tabla periódica comienza con un electrón en el orbital 6*s* del cesio (Cs) y dos electrones en el orbital 6*s* del bario (Ba). Sin embargo, observe que la tabla periódica tiene entonces una separación, con los elementos 57 a 70 colocados por debajo de la parte principal de la tabla. Este punto de separación es donde comenzamos a encontrar un nuevo conjunto de orbitales, los 4*f*.

Hay siete orbitales degenerados 4*f*, que corresponden a los siete valores permitidos de m_l, que van de 3 a −3. Por lo tanto, se necesitan 14 electrones para llenar por completo los orbitales 4*f*. Los 14 elementos que corresponden al llenado de los orbitales 4*f* se conocen como **elementos lantánidos** o elementos de **tierras raras**. Estos elementos se colocan debajo de los demás elementos para evitar que la tabla periódica sea demasiado ancha. Las propiedades de los elementos lantánidos son muy similares, y estos elementos se encuentran juntos en la naturaleza. Durante muchos años fue casi imposible separarlos.

Como las energías de los orbitales 4*f* y 5*d* se encuentran muy cerca entre sí, las configuraciones electrónicas de algunos lantánidos implican electrones 5*d*. Por ejemplo, los elementos lantano (La), cerio (Ce) y praseodimio (Pr) tienen las siguientes configuraciones electrónicas:

$[Xe]6s^2 5d^1$	$[Xe]6s^2 5d^1 4f^1$	$[Xe]6s^2 4f^3$
Lantano	Cerio	Praseodimio

Como el La tiene un solo electrón 5*d*, algunas veces se coloca debajo del itrio (Y) como el primer miembro de la tercera serie de los elementos de transición; el Ce se coloca entonces como el primer miembro de los lantánidos. Sin embargo, de acuerdo con su química, el La puede considerarse como el primer elemento de la serie lantánida. Si se acomodan de esta forma, existen menos excepciones aparentes en el llenado regular de los orbitales 4*f*, entre los siguientes miembros de la serie.

Después de la serie de lantánidos, la tercera serie de elementos de transición se completa llenando los orbitales 5*d*, seguida del llenado de los orbitales 6*p*. Esto nos lleva al radón (Rn), el elemento más pesado de los gases nobles conocidos.

La última fila de la tabla periódica comienza llenando los orbitales 7*s*. Los **elementos actínidos**, de los cuales el uranio (U, elemento 92) y el plutonio (Pu, elemento 94) son los más conocidos, se desarrollan completando los orbitales 5*f*. Los elementos actínidos son radiactivos, y la mayoría de ellos no se encuentran en la naturaleza.

Dentro de poco analizaremos cómo estos fundamentos de la teoría atómica permitieron clasificar a los elementos y comprender sus propiedades.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Identifique el elemento específico que corresponde a cada una de las siguientes configuraciones electrónicas e indique el número de electrones desapareados: *a*) $1s^2 2s^2$, *b*) $1s^2 2s^2 2p^4$, *c*) $[Ar]4s^1 3d^5$, *d*) $[Kr]5s^2 4d^{10} 5p^4$.
2. Identifique el grupo de elementos que corresponde a cada una de las siguientes configuraciones electrónicas generales e indique el número de electrones desapareados:
   a) [gas noble] $ns^2 np^5$
   b) [gas noble] $ns^2(n-1)d^2$
   c) [gas noble] $ns^2(n-1)d^{10} np^1$
   d) [gas noble] $ns^2(n-2)f^6$
3. ¿Qué está incorrecto en las siguientes configuraciones electrónicas de los átomos en sus estados basales? *a*) $1s^2 2s^2 3s^1$, *b*) $[Ne]2s^2 2p^3$, *c*) $[Ne]3s^2 3d^5$.
4. Complete la siguiente tabla en una hoja blanca (consulte la tabla periódica) y coloque la información solicitada:

Símbolo	Nombre del elemento	Configuración electrónica	De acuerdo con el último nivel de energía, escriba el valor para:			
			n	*l*	*m*	Electrones de valencia
Zr						
		$1s^2 2s^2 2p^5$				
	Europio					
			3			5
Sr			5			
		$[Kr]5s^2 4d^6$				
	Hafnio					
Pa						
	Bismuto					
			6			4

EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN

1. Realice una línea e tiempo donde describa la evolución del modelo atómico desde los griegos hasta el modelo de la mecánica cuántica ondulatoria.

2. Clasifique cada uno de los siguientes procesos como físico o químico: *a*) corrosión de una lata metálica, *b*) ebullición de una taza de agua, *c*) pulverización de una aspirina, *d*) digestión de un dulce, *e*) explosión de nitroglicerina.

3. Clasifique cada una de las siguientes como sustancia pura o mezcla. Si se trata de una mezcla, indique si es homogénea o heterogénea: *a*) aire, *b*) jugo de tomate, *c*) cristales de yodo, *d*) arena.

4. Escriba el símbolo químico o el nombre de los siguientes elementos, según corresponda: *a*) carbono, *b*) nitrógeno, *c*) titanio, *d*) zinc, *e*) hierro, *f*) P, *g*) Ca, *h*) He, *i*) Pb, *j*) Ag.

5. Lea la siguiente descripción del zinc elemental e indique cuáles son propiedades físicas y cuáles son propiedades químicas. El zinc es un metal de color grisáceo plateado que se funde a 420 °C. Cuando se añaden granos de zinc al ácido sulfúrico diluido, se libera hidrógeno y el metal se disuelve. El zinc tiene una dureza de 2.5 en la escala de Mohs, y una densidad de 7.13 g/cm^3 a 25 °C. Reacciona lentamente con oxígeno gaseoso a temperaturas elevadas para formar óxido de zinc, ZnO.

6. El plomo (Pb) consiste en cuatro isótopos que se presentan de manera natural, cuyas masas atómicas son 203.97302, 205.97444, 206.97587 y 207.97663 uma. Las abundancias relativas de estos cuatro isótopos son 1.4, 24.1, 22.1 y 52.4%, respectivamente. A partir de estos datos, calcule la masa atómica del plomo.

7. *a)* ¿Cuáles dos de los siguientes son isótopos del mismo elemento: $^{31}_{16}$X, $^{31}_{15}$X, $^{32}_{16}$X? *b*) ¿Cuál es la identidad del elemento cuyos isótopos seleccionó?

8. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en los siguientes átomos: *a*) ^{40}Ar, *b*) ^{65}Zn, *c*) ^{70}Ga, *d*) ^{80}Br, *e*) ^{184}W, *f*) ^{243}Am?

9. *a*) ¿Cuál es la masa en uma de un átomo de carbono-12? *b*) ¿Por qué la masa atómica del carbono se reporta como 12.011 en la tabla de elementos y en la tabla periódica que se encuentra en la segunda de forros de este libro?

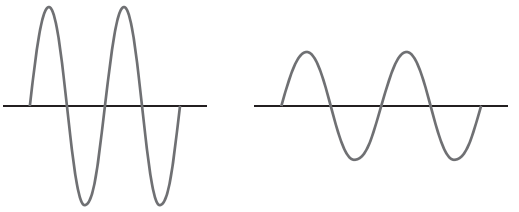
10. Determine cuáles de los siguientes enunciados son falsos y corríjalos. *a*) La frecuencia de la radiación aumenta a medida que la longitud de onda se incrementa. *b*) La radiación electromagnética viaja a través del vacío con una velocidad constante, sin importar la longitud de onda. *c*) La luz infrarroja tiene frecuencias más altas que la luz visible. *d*) El brillo de una chimenea, la energía dentro de un horno de microondas y el sonido de una sirena para niebla son formas de radiación electromagnética.

11. Organice los siguientes tipos de radiaciones electromagnéticas en orden ascendente de longitud de onda: infrarroja, luz verde, luz roja, ondas de radio, rayos X, luz ultravioleta.

12. Realiza un cuadro donde describas los números cuánticos y el tipo de orbital y la forma a la que se encuentra asociado.

13. Un conocido aparato de cocina produce radiación electromagnética con una frecuencia de 2450 MHz. Con referencia a la figura 1.31 responda lo siguiente: *a*) Estime la longitud de onda de la radiación. *b*) ¿La radiación producida por el aparato será visible para el ojo humano? *c*) Si la radiación no es visible, ¿los fotones de esta radiación tendrán más o menos energía que los fotones de la luz visible? *d*) Proponga la identidad del aparato de cocina.

14. Los siguientes diagramas representan dos ondas electromagnéticas. ¿Qué onda corresponde a la radiación de alta energía? Explique.



a) *b*)

15. Un quemador de la estufa eléctrica en su posición más alta presenta un brillo naranja. *a*) Cuando el quemador se ajusta a un nivel más bajo, el quemador sigue produciendo calor, pero el brillo naranja desaparece. ¿Cómo se puede explicar este hecho en relación con una de las observaciones fundamentales que dieron lugar al concepto de cuanto? *b*) Suponga que la energía suministrada al quemador se pudiera incrementar más allá de la posición más alta de la estufa. ¿Qué observaríamos en relación con la luz visible emitida por el quemador?

16. El siguiente dibujo muestra parte del diagrama de orbitales de un elemento. *a*) Tal como aparece el dibujo, es *incorrecto*. ¿Por qué? *b*) ¿Cómo corregiría el dibujo sin modificar el número de electrones? *c*) ¿A cuál grupo dentro de la tabla periódica pertenece el elemento?

11	1	1

ENERGÍA CUANTIZADA Y FOTONES

17. El artículo de Einstein de 1905 sobre el efecto fotoeléctrico fue la primera aplicación importante de la hipótesis cuántica de Planck. Describa la hipótesis original de Planck, y explique cómo Einstein la utilizó en su teoría del efecto fotoeléctrico.

18. *a*) Calcule la energía de un fotón de radiación electromagnética cuya frecuencia es de 6.75×10^{12} s^{-1}. *b*) Calcule la energía de un fotón de radiación cuya longitud de onda es de 322 nm. *c*) ¿Qué longitud de onda de radiación tienen los fotones de energía 2.87×10^{-18}J?

19. *a*) Un apuntador de láser rojo emite una luz con una longitud de onda de 650 nm. ¿Cuál es la frecuencia de la luz? *b*) ¿Cuál es la energía de uno de estos fotones? *c*) El apuntador láser emite

luz debido a la excitación de los electrones en el material (mediante una batería) desde su estado basal hasta un estado de excitación más alto. Cuando los electrones regresan a su estado basal, pierden el exceso de energía en la forma de 650 nm fotones. ¿Cuál la diferencia de la energía entre el estado basal y el estado excitado en el material láser?

20. Una estación de radio en AM transmite en la frecuencia de 1010 kHz, y su estación hermana en FM transmite en 98.3 MHz. Calcule y compare la energía de los fotones emitidos por estas dos estaciones de radio.

21. Un tipo de quemadura solar se produce por exposición a la luz UV de longitud de onda en la vecindad de 325 nm. *a*) ¿Cuál es la energía de un fotón de esta longitud de onda? *b*) ¿Cuál es la energía de un mol de estos fotones? *c*) ¿Cuántos fotones hay en una ráfaga de 1.00 mJ de esta radiación? *d*) Estos fotones UV pueden romper los enlaces químicos en la piel de un individuo causando quemaduras por exposición al sol, una forma de daño por radiación. Si la radiación de 325 nm aporta exactamente la energía necesaria para romper un enlace químico promedio en la piel, calcule la energía media de estos enlaces en kJ/mol.

22. La energía de la radiación se puede utilizar para romper enlaces químicos. Se requiere un mínimo de energía de 941 kJ/mol para romper un enlace nitrógeno-nitrógeno en N_2. ¿Cuál es la longitud de onda de la radiación más grande que posee la energía necesaria para romper el enlace? ¿Qué tipo de radiación electromagnética es esta?

23. Un diodo láser emite una longitud de onda de 987 nm. *a*) ¿En qué región del espectro electromagnético se encuentra esta radiación? *b*) Toda su energía de salida se absorbe mediante un detector que mide una energía total de 0.52 J en un periodo de 32 s. ¿Cuántos fotones por segundo emite el láser?

24. Un objeto estelar emite radiación a 3.55 mm. *a*) ¿De qué tipo de espectro electromagnético es la radiación? *b*) Si el detector captura 3.2×10^8 fotones por segundo en su longitud de onda, ¿cuál es la energía total de los fotones detectados en una hora?

25. El molibdeno metálico debe absorber radiación con una frecuencia mínima de $1.09 \times 10^{15}\ s^{-1}$ antes de que pueda emitir un electrón de su superficie mediante el efecto fotoeléctrico. *a*) ¿Cuál es la energía mínima necesaria para emitir un electrón? *b*) ¿Cuál es la longitud de onda de la radiación que proporcionará un fotón con esta energía? *c*) Si al molibdeno lo irradiamos con luz con una longitud de onda igual a 120 nm, ¿cuál es la energía cinética máxima posible de los electrones emitidos?

26. El sodio metálico requiere un fotón con una energía mínima de 4.41×10^{-19} J para emitir electrones. *a*) ¿Cuál es la frecuencia mínima de luz necesaria para emitir electrones del sodio mediante el efecto fotoeléctrico? *b*) ¿Cuál es la longitud de onda de esta luz? *c*) Si el sodio se irradia con una luz de 405 nm, ¿cuál es la energía cinética máxima posible para los electrones emitidos? *d*) ¿Cuál es el número máximo de electrones que se pueden emitir mediante una luz cuya energía total es igual a 1.00 μJ?

MODELO DE BOHR: ONDAS DE MATERIA

27. *a*) Calcule las energías de un electrón en el átomo de hidrógeno para $n = 1$ y para $n = (\infty)$. De acuerdo con Bohr, ¿cuánta energía se requiere para mover un electrón completamente fuera del átomo (de $n = 1$ a $n = \infty$)? Escriba su respuesta en kJ/mol. *b*) La energía para el proceso H + energía $\rightarrow H^+ + e^-$ se conoce como energía de ionización del hidrógeno. El valor de la energía de ionización del hidrógeno determinado experimentalmente es 1310 kJ/mol. ¿Cómo se compara esto con su cálculo?

28. Todas las líneas de emisión visibles observadas por Balmer implicaban a $n_f = 2$. *a*) Explique por qué solo se observaron en la región visible del espectro electromagnético las líneas con $n_f = 2$. *b*) Calcule las longitudes de onda de las tres primeras líneas en la serie de Balmer (aquellas para las que $n_i = 3, 4$ y 5) e identifique estas líneas en el espectro de emisión que aparece en la figura 1.38.

29. Las series de Lyman de las líneas de emisión del átomo de hidrógeno son aquellas en las cuales $n_f = 1$. *a*) Determine la región del espectro electromagnético en la que se pueden observar las líneas de la serie de Lyman. *b*) Calcule las longitudes de onda de las tres primeras líneas en la serie de Lyman (aquellas para las cuales $n_i = 2, 3$ y 4).

30. Una de las líneas de emisión del átomo de hidrógeno tiene una longitud de onda de 93.8 nm. *a*) ¿En qué región del espectro electromagnético se encuentra esta emisión? *b*) Determine los valores inicial y final de n asociados con esta emisión.

31. El átomo de hidrógeno puede absorber luz con una longitud de onda de 2626 nm. *a*) ¿En qué región del espectro electromagnético se encuentra esta absorción? *b*) Determine los valores inicial y final de n asociados con esta absorción.

MECÁNICA CUÁNTICA Y ORBITALES ATÓMICOS

32. *a*) ¿Por qué el modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno no cumple el principio de incertidumbre? *b*) ¿De qué manera la descripción del electrón con base en una función de onda es congruente con la hipótesis de De Broglie? *c*) ¿Qué significa el término *densidad de probabilidad*? Dada la función de onda, ¿cómo podemos encontrar la densidad de probabilidad de un punto determinado en el espacio?

33. *a*) De acuerdo con el modelo de Bohr, un electrón en estado basal de un átomo de hidrógeno da vuelta alrededor del núcleo con un radio específico de 0.53 Å. En la descripción de la mecánica cuántica del átomo de hidrógeno, la distancia más probable del electrón al núcleo es de 0.53 Å. ¿Por qué son diferentes estos dos enunciados? *b*) ¿Por qué el uso de la ecuación de onda de Schrödinger para describir la ubicación de una partícula es muy diferente de la descripción obtenida a partir de la física clásica? *c*) En la descripción de un electrón según la mecánica cuántica, ¿cuál es el significado físico del cuadrado de la función de onda, ψ^2?

34. *a*) Para $n = 4$, ¿cuáles son los valores posibles de l? *b*) Para $l = 2$, ¿cuáles son los valores posibles de m_l? *c*) Si m_l es igual a 2, ¿cuáles son los valores posibles de l?

35. ¿Cuántos valores posibles existen para l y m_l cuando *a*) $n = 3$; *b*) $n = 5$?

36. Escriba los valores numéricos de n y l que corresponden a cada una de las siguientes designaciones de orbitales: *a*) 3*p*, *b*) 2*s*, *c*) 4*f*, *d*) 5*d*.

37. Escriba el valor de n, l y m_l para *a*) cada orbital en la subcapa 2*p*, *b*) cada orbital en la subcapa 5*d*.

38. ¿Cuál de los siguientes casos representa una combinación imposible de n y l? *a*) 1*p*, *b*) 4*s*, *c*) 5*f*, *d*) 2*d*.

39. En la tabla que aparece a continuación, escriba el orbital que corresponde al número cuántico. No se preocupe por los subíndices *x*, *y*, *z*. Si no están permitidos los números cuánticos, escriba "no permitido".

n	l	m_l	Orbital
2	1	−1	2*p* (ejemplo)
1	0	0	
3	−3	2	
3	2	−2	
2	0	−1	
0	0	0	
4	2	1	
5	3	0	

40. Dibuje la forma y orientación de los siguientes tipos de orbitales: *a*) *s*, *b*) p_z, *c*) d_{xy}.

41. *a*) ¿Cuáles son las similitudes y diferencias entre los orbitales 1*s* y 2*s* para el átomo de hidrógeno? *b*) ¿En qué sentido el orbital 2*p* tiene carácter direccional? Compare las características "direccionales" de los orbitales p_x y $d_{x^2-y^2}$. (Es decir, ¿en qué dirección o región del espacio se concentra la densidad electrónica?). *c*) ¿Qué puede decir con respecto a la distancia promedio desde el núcleo de un electrón en un orbital 2*s* al compararlo con el orbital 3*s*? *d*) Para el átomo de hidrógeno, elabore una lista de los siguientes orbitales en orden creciente de energía (es decir, primero los más estables): 4*f*, 6*s*, 3*d*, 1*s*, 2*p*.

ÁTOMOS POLIELECTRÓNICOS Y CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS

42. Para un valor dado del número cuántico principal, n, ¿cómo varía la energía de las subcapas *s*, *p*, *d* y *f* para *a*) el hidrógeno, *b*) un átomo polielectrónico?

43. *a*) ¿Qué evidencia experimental existe para comprobar que el electrón tiene un "espín"? *b*) Dibuje un diagrama de niveles de energía que muestre la posiciones energéticas relativas de un orbital 1*s* y un orbital 2*s*. Coloque dos electrones en el orbital 1*s*. *c*) Dibuje una flecha que muestre la excitación de un electrón desde el orbital 1*s* al orbital 2*s*.

44. *a*) Enuncie el principio de exclusión de Pauli en sus propias palabras. *b*) El principio de exclusión de Pauli es, de manera importante, la clave para comprender la tabla periódica. Explique por qué.

45. ¿Cuál es el número máximo de electrones que pueden ocupar cada una de las siguientes subcapas: *a*) 3*p*, *b*) 5*d*, *c*) 2*s*, *d*) 4*f*?

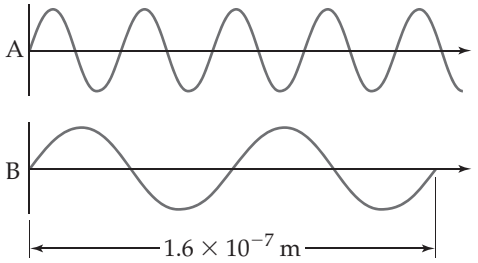
46. ¿Cuál es el número máximo de electrones en un átomo que pueden tener los siguientes números cuánticos: *a*) $n = 2, m_s = -\frac{1}{2}$, *b*) $n = 5, l = 3$; *c*) $n = 4, l = 3, m_l = -3$; *d*) $n = 4, l = 0, m_l = 0$?

47. *a*) ¿Qué son los "electrones de valencia"? *b*) ¿Qué son los "electrones internos"? *c*) ¿Qué representa cada cuadro en el diagrama de orbitales? *d*) ¿Qué cantidad está representada por las medias flechas en el diagrama de orbitales?

48. Escriba las configuraciones electrónicas condensadas para los siguientes átomos utilizando las abreviaturas adecuadas para gases nobles: *a*) Cs, *b*) Ni, *c*) Se, *d*) Cd, *e*) U, *f*) Pb.

EJERCICIOS DE INTEGRACIÓN

1. Considere las dos ondas que aparecen a continuación, las cuales representan dos radiaciones electromagnéticas.
a) ¿Cuál es la longitud de onda de la onda A y de la onda B?
b) ¿Cuál es la frecuencia de la onda A y de la onda B?
c) Identifique las regiones del espectro electromagnético a las cuales pertenecen A y B.



2. Ciertos elementos, al quemarse, emiten luz a una longitud de onda específica. En el pasado, los químicos utilizaron las longitudes de onda de dichas emisiones para determinar si algunos elementos específicos estaban o no presentes en una muestra. Las longitudes de onda características de algunos elementos se dan en la siguiente tabla:

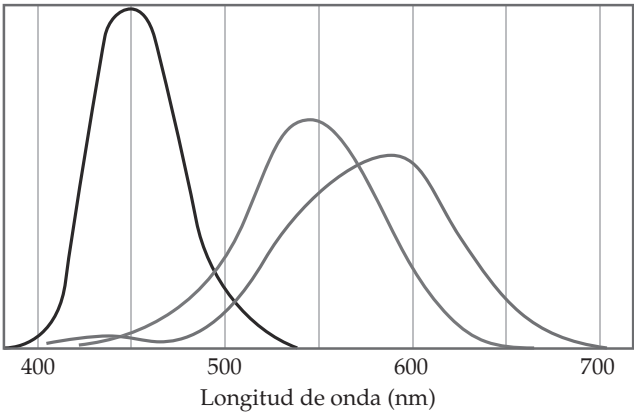
Ag	328.1 nm	Fe	372.0 nm
Au	267.6 nm	K	404.7 nm
Ba	455.4 nm	Mg	285.2 nm
Ca	422.7 nm	Na	589.6 nm
Cu	324.8 nm	Ni	341.5 nm

a) Determine qué elementos emiten radiación en la región visible del espectro. *b*) ¿Qué elemento emite fotones con mayor energía? ¿Y con menor energía? *c*) Al arder, una muestra de una sustancia desconocida emite luz con una frecuencia de $6.59 \times 10^{14} s^{-1}$. ¿Cuál de los elementos anteriores podría encontrarse en la muestra?

3. En junio de 2004, el módulo espacial Cassini-Huygens comenzó a orbitar Saturno y a transmitir imágenes a la Tierra. La distancia más cercana entre Saturno y la Tierra es de 746 millones de millas. ¿Cuál es el tiempo mínimo que toma a las señales transmitidas viajar desde el módulo espacial hasta la Tierra?

4. Los rayos del Sol que provocan el bronceado y las quemaduras en la piel se encuentran en la región ultravioleta del espectro electromagnético. Estos rayos están clasificados por longitud de onda. La denominada radiación UV-A tiene longitudes de onda que van de 320 a 380 nm, mientras que la radiación UV-B tiene longitudes de onda que van de los 290 a 320 nm. *a*) Calcule la frecuencia de la luz que tiene una longitud de onda de 320 nm. *b*) Calcule la energía de un mol de 320 nm fotones. *c*) ¿Cuáles tienen mayor energía, los fotones de radiación UV-A o los fotones de radiación UV-B? *d*) La radiación solar UV-B se considera una causa principal de las quemaduras en los humanos, más que la radiación UV-A. ¿Es congruente esta observación con su respuesta del inciso *c*)?

5. La retina humana tiene tres tipos de conos receptores, cada uno sensible en diferentes intervalos de longitudes de onda de la luz visible, como se muestra en esta figura.



a) Calcule la energía de los fotones, para cada tipo de cono, asociada con el máximo de cada una de las curvas de la figura. *b*) El color del cielo se debe a la dispersión de la luz solar por las moléculas de la atmósfera. Lord Rayleigh fue uno de los primeros en estudiar la dispersión de este tipo. Mostró que la

cantidad de dispersión para partículas muy pequeñas, tales como las moléculas, es inversamente proporcional a la cuarta potencia de la longitud de onda. Estime la relación entre la eficiencia de dispersión de la luz en la longitud de onda correspondiente al máximo de la curva de los "conos azules" (curva izquierda), en comparación con la de los conos "verdes" (curva central). *c*) Explique por qué el cielo se ve azul a pesar de que todas las longitudes de onda de la luz solar están dispersas por la atmósfera.

6. A la serie de líneas de emisión del átomo de hidrógeno para la cual $n_f = 3$ se le conoce como *serie de Paschen*. *a*) Determine la región del espectro electromagnético en la cual se observan las líneas de la serie de Paschen. *b*) Calcule las longitudes de onda de las primeras tres líneas en la serie de Paschen, aquellas con $n_i = 4$, 5 y 6.

7. Cuando examinamos el espectro de luz del Sol en alta resolución en un experimento similar al que aparece en la figura 1.36, las líneas oscuras son evidentes. Estas se llaman líneas de Fraunhofer, en honor del científico que las estudió ampliamente en los primeros años del siglo XIX. Se han identificado alrededor de 25,000 líneas en el espectro solar, que van desde 2950 a 10,000 Å. Las líneas de Fraunhofer se atribuyen a la absorción de ciertas longitudes de onda de la luz "blanca" del Sol mediante elementos gaseosos en la atmósfera solar. *a*) Describa el proceso que provoca la absorción de longitudes de onda de luz específicas del espectro solar. *b*) Para determinar qué líneas de Fraunhofer pertenecen a un elemento dado, digamos, el neón, ¿qué experimentos podrían llevar a cabo los científicos aquí en la Tierra?

8. En la serie de televisión *Viaje a las estrellas*, el rayo teletransportador es un dispositivo que se utiliza para transportar gente desde la nave *Enterprise* hacia otro lugar, como la superficie de un planeta. Los escritores del programa colocaron un "compensador de Heisenberg" dentro del mecanismo del rayo teletransportador. Explique por qué dicho compensador (el cual es completamente ficticio) sería necesario para evitar el principio de incertidumbre de Heisenberg.

9. Los hornos de microondas utilizan la radiación de microondas para calentar los alimentos. La energía de las microondas es absorbida por las moléculas de agua de los alimentos, y después se transfiere a los demás componentes de los alimentos. *a*) Suponga que la radiación por microondas tienen una longitud de onda de 11.2 cm. ¿Cuántos fotones son necesarios para calentar 200 mL de café de 23 a 60° C? *b*) Suponga que la potencia de las microondas es de 900 W (1 Watt = 1 joule/segundo). ¿Por cuánto tiempo tendría que calentar el café en el caso del inciso *a*)?

10. La capa de ozono (O_3) estratosférica ayuda a protegernos de la dañina radiación ultravioleta. Esto lo hace al absorber la luz ultravioleta y al separarse en moléculas de O_2 y un átomo de oxígeno, un proceso conocido como fotodisociación.

$$O_3(g) \longrightarrow O_2(g) + O(g)$$

Con base en los datos del apéndice C, calcule el cambio de entalpía para esta reacción. ¿Cuál es la longitud de onda máxima que puede tener un fotón si debe poseer energía suficiente para provocar una disociación? ¿En qué región del espectro se encuentra esta longitud de onda?

11. Los primeros 25 años del siglo XX fueron trascendentales para que los científicos modificaran rápidamente su manera de entender la naturaleza de la materia. *a*) ¿De qué forma los experimentos de Rutherford sobre la dispersión de partículas α con una laminilla de oro facilitaron el camino para la teoría del átomo de hidrógeno de Bohr? *b*) ¿De qué manera la hipótesis de De Broglie, cuando se aplica a los electrones, es congruente con la conclusión de J.J. Thomson de que el electrón tiene masa? ¿En qué sentido es congruente con las propuestas anteriores al trabajo de Thomson, de que los rayos catódicos son un fenómeno ondulatorio?

12. Los dos isótopos más comunes del uranio son ^{235}U y ^{238}U. *a*) Compare el número de protones, el número de electrones y el número de neutrones en los átomos de estos dos isótopos. *b*) Utilizando la tabla periódica que aparece en la segunda de forros del libro, escriba la configuración electrónica para el átomo de U. *c*) El ^{238}U experimenta un decaimiento radiactivo a ^{234}Th. ¿Cuántos protones, electrones y neutrones gana o pierde el átomo de ^{238}U durante este proceso?

AUTOEVALUACIÓN

1. ¿Qué es el átomo?

2. Describa las características de las partículas subatómicas: protón, neutrón y electrón.

3. Escriba las diferencias entre sustancia pura y mezcla.

4. Clasifique cada una de las siguientes sustancias como pura o mezcla. Si se trata de una mezcla, indique si es homogénea o heterogénea: *a*) aire, *b*) jugo de tomate, *c*) cristales de yodo, *d*) arena.

5. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones hay en los siguientes átomos: *a*) ^{40}Ar, *b*) ^{65}Zn, *c*) ^{70}Ga, *d*) ^{80}Br, *e*) ^{184}W, *f*) ^{243}Am?

6. Organice los siguientes tipos de radiaciones electromagnéticas en orden ascendente de longitud de onda: infrarroja, luz verde, luz roja, ondas de radio, rayos X, luz ultravioleta.

7. Un conocido aparato de cocina produce radiación electromagnética con una frecuencia de 2450 MHz. Con base en la figura 1.31, responda lo siguiente: *a*) Estime la longitud de onda de la radiación. *b*) ¿La radiación producida por el aparato será visible para el ojo humano? *c*) Si la radiación no es visible, ¿los fotones de esta radiación tendrán más o menos energía que los fotones de la luz visible? *d*) Proponga la identidad del aparato de cocina.

8. Un objeto estelar emite radiación a 3.55 mm. *a*) ¿De qué tipo de espectro electromagnético es la radiación? *b*) Si el detector captura 3.2×10^8 fotones por segundo en su longitud de onda, ¿cuál es la energía total de los fotones detectados en una hora?

9. Una de las líneas de emisión del átomo de hidrógeno tiene una longitud de onda de 93.8 nm. *a*) ¿En qué región del espectro electromagnético se encuentra esta emisión? *b*) Determine los valores inicial y final de n asociados con esta emisión.

10. La capa de ozono (O_3) de la estratósfera ayuda a protegernos de la dañina radiación ultravioleta. Esto se logra cuando el ozono absorbe la luz ultravioleta y se separa en una molécula de O_2 y un átomo de oxígeno, un proceso conocido como fotodisociación.

$$O_3(g) \longrightarrow O_2(g) + O(g)$$

Con base en los datos del apéndice C, calcule el cambio de entalpía para esta reacción. ¿Cuál es la longitud de onda máxima que puede tener un fotón si debe poseer energía suficiente para provocar una disociación? ¿En qué región del espectro se encuentra esta longitud de onda?

Capítulo 2

Competencias

Al finalizar el presente capítulo, el estudiante habrá desarrollado las siguientes competencias específicas:

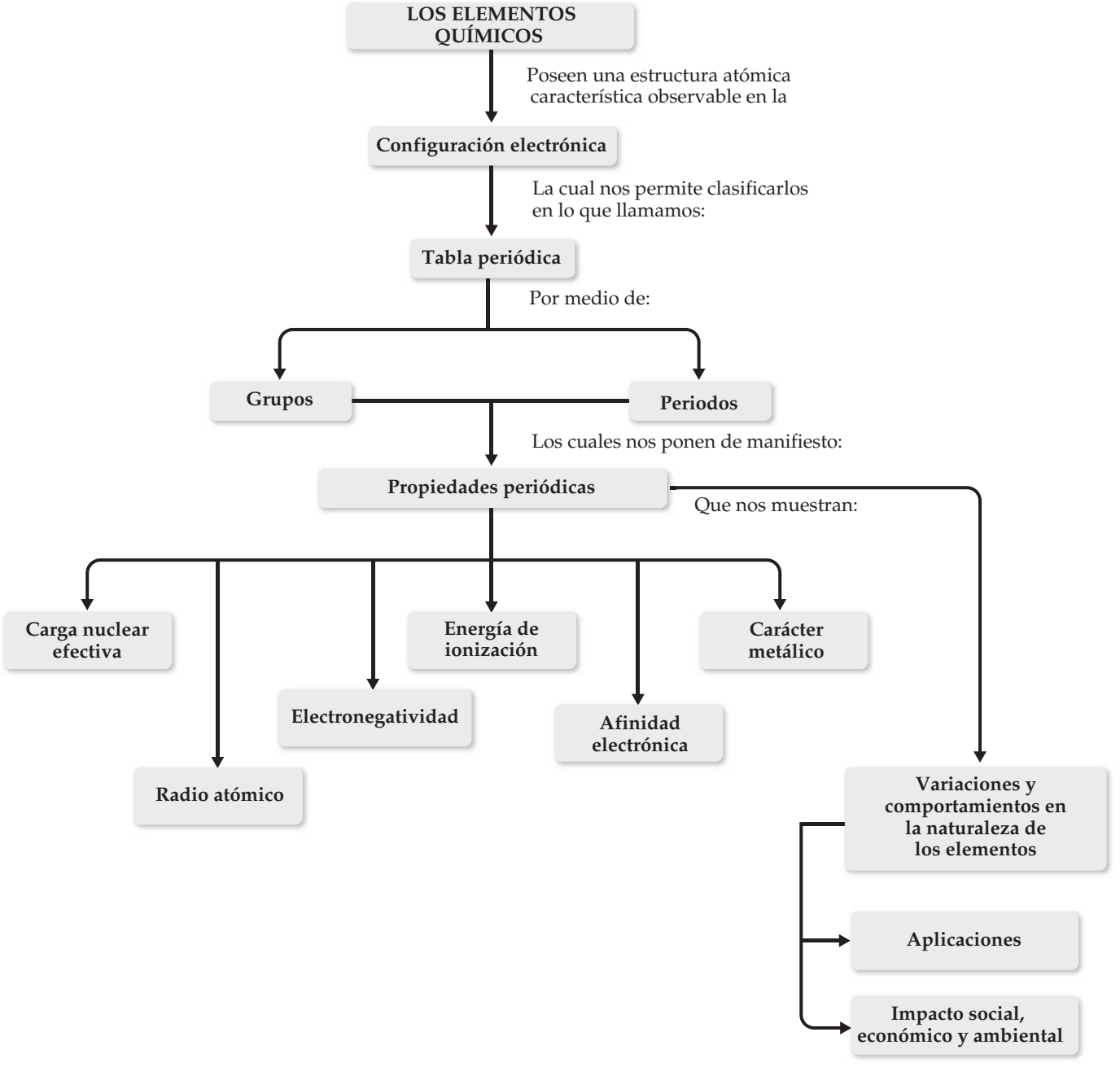
1. Describir, reconocer e interpretar las similitudes del comportamiento de los elementos en la tabla periódica como producto de su estructura atómica y su ubicación en la misma en función de sus números atómicos.
2. Utilizar la tabla periódica para predecir las tendencias de las diversas propiedades periódicas y relacionarlas con la reactividad química y las propiedades físicas de metales y no metales.
3. Identificar los beneficios y riesgos asociados con el manejo de los elementos químicos para generar en el estudiante compromiso con la preservación del medio ambiente, asumiendo a partir de los conocimientos adquiridos conciencia ecológica a nivel local, regional, nacional y planetario.

A la vez, el estudiante debe fortalecer las siguientes competencias genéricas:

- Capacidad de análisis y síntesis de información
- Capacidad de trabajar en equipo
- Capacidad para aplicar los conocimientos en la práctica
- Habilidad para trabajar de forma autónoma
- Compromiso con la calidad y búsqueda del logro

ELEMENTOS QUÍMICOS Y SU CLASIFICACIÓN

La información que se analizará en este capítulo es la siguiente:



CONTENIDO:

2.1 DESARROLLO DE LA TABLA PERIÓDICA

2.2 CARGA NUCLEAR EFECTIVA

2.3 RADIO ATÓMICO Y RADIO IÓNICO

2.4 ENERGÍA DE IONIZACIÓN

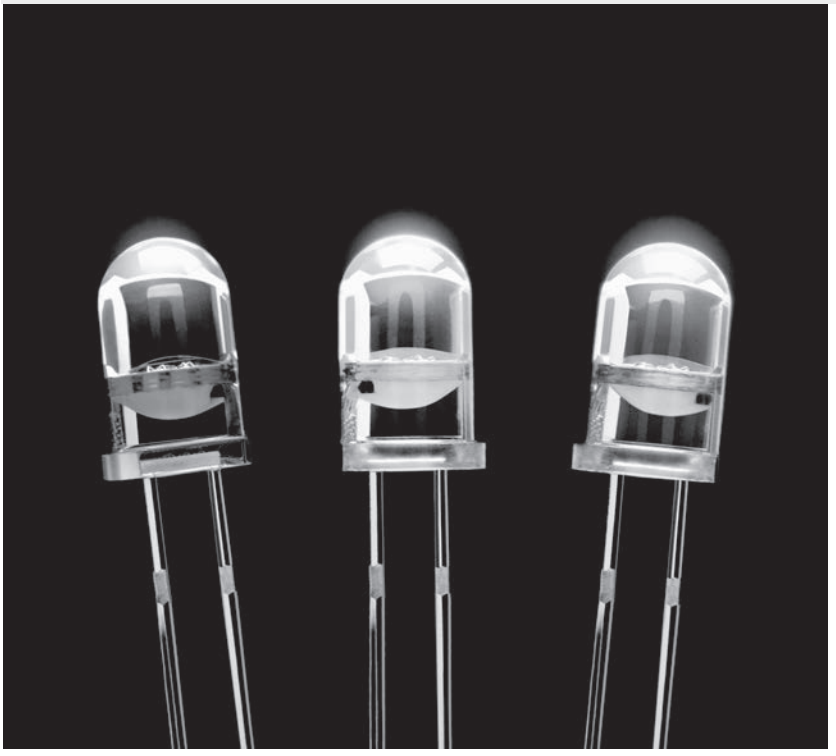
2.5 AFINIDADES ELECTRÓNICAS

2.6 ELECTRONEGATIVIDAD

2.7 COMPORTAMIENTO PERIÓDICO DE METALES, NO METALES Y METALOIDES

2.8 COMPORTAMIENTO DE METALES: DE LOS GRUPOS 1A Y 2A

2.9 COMPORTAMIENTO DE NO METALES DE USO COMÚN



DIODOS EMISORES DE LUZ, LED. En la actualidad los LED (por las siglas de *light emitting diode*) tienen infinidad de aplicaciones como indicadores en dispositivos y en aparatos de iluminación. Entre los elementos que participan en su composición destacan el galio, el aluminio, el nitrógeno, el fósforo y el arsénico.

INTRODUCCIÓN

LOS COLORES BRILLANTES DE diodos emisores de luz (LED) provienen de la composición de los materiales de los que están hechos. Los LED que se muestran aquí están compuestos de galio y aluminio, mezclados con nitrógeno, fósforo y arsénico. GaN, GaP y GaAs pueden formar disoluciones sólidas entre ellos y con AlN, AlP y AlAs; la composición de cada disolución determina la longitud de onda de la luz emitida por un LED dado. Ya que estos elementos se encuentran en los grupos 3A y 5A, se dice que los LED se componen de materiales "3-5".

Recordemos que la naturaleza periódica de la tabla surge de la repetición de patrones en las configuraciones electrónicas de los elementos. Los elementos que se encuentran en la misma columna de la tabla tienen el mismo número de electrones en sus **orbitales de valencia**, que son los orbitales ocupados donde se encuentran los electrones implicados en un enlace. Por ejemplo, O([He]$2s^2 2p^4$) y S([Ne]$3s^2 3p^4$) son miembros del grupo 6A. La similitud de la distribución electrónica en sus orbitales de valencia *s* y *p* da lugar a semejanzas en las propiedades de estos dos elementos. Sin embargo, cuando comparamos al elemento O con el elemento S, es evidente que también tienen diferencias; la primordial es que el oxígeno (molécula diatómica) es un gas incoloro a temperatura ambiente, mientras

que el azufre es un sólido amarillo. Una de las diferencias más importantes es que los electrones externos del O se encuentran en la segunda capa, mientras que los del S se ubican en la tercera. Así, las configuraciones electrónicas pueden utilizarse para explicar tanto las diferencias como las similitudes de las propiedades de los elementos.

2.1 DESARROLLO DE LA TABLA PERIÓDICA

A principios del siglo XIX, a medida que crecía la lista de elementos conocidos, se intentaba descubrir patrones en el comportamiento químico. Esos esfuerzos culminaron en 1869, cuando se desarrolló la tabla periódica, la cual en la actualidad *es la herramienta más importante utilizada en química para organizar y recordar hechos químicos*.

El descubrimiento de los elementos químicos ha sido un proceso continuo desde la antigüedad (▼ **FIGURA 2.1**). Ciertos elementos, como el oro, están presentes en la naturaleza en forma elemental, por lo que fueron descubiertos hace miles de años. En cambio, algunos elementos, como el tecnecio, son radiactivos e intrínsecamente inestables. Los conocemos debido a la tecnología que se desarrolló durante el siglo XX.

La mayoría de los elementos, aunque son estables, forman compuestos con facilidad y, por consiguiente, no se encuentran en la naturaleza en su forma elemental. Por ello, durante siglos los científicos no supieron de su existencia. A principios del siglo XIX, los avances en la química facilitaron el aislamiento de los elementos a partir de sus compuestos. Como resultado, el número de elementos conocidos se duplicó de 31, en 1800, a 63, en 1865.

A medida que aumentaba el número de elementos conocidos, los científicos comenzaron a investigar las posibilidades de clasificarlos de formas útiles. En 1869, Dmitri Mendeleev en Rusia y Lothar Meyer en Alemania publicaron esquemas de clasificación casi idénticos. Ambos científicos observaron que las propiedades físicas y químicas similares se repiten periódicamente cuando los elementos se acomodan en orden de la masa atómica creciente. Los científicos de esa época no tenían conocimiento sobre los números atómicos. Sin embargo, las masas atómicas aumentan por lo regular cuando los números atómicos se incrementan; entonces, tanto Mendeleev como Meyer acomodaron de manera fortuita los elementos en una secuencia adecuada. Aunque ambos científicos llegaron básicamente a la misma conclusión con respecto a la periodicidad de las propiedades de los elementos,

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn						

La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No

Antigüedad	Edad Media a 1700	1735–1843	1843–1886	1894–1918	1923–1961	1965–
(9 elementos)	(6 elementos)	(42 elementos)	(18 elementos)	(11 elementos)	(17 elementos)	(9 elementos)

IMAGINE

¿Qué renglón de la tabla periódica contiene los elementos descubiertos recientemente? ¿Puede sugerir la causa?

◄ FIGURA 2.1
Descubrimiento de los elementos.

TABLA 2.1 • Comparación de las propiedades del eka-silicio predichas por Mendeleev con las propiedades observadas del germanio

Propiedad	Predicciones de Mendeleev para el eka-silicio (realizadas en 1871)	Propiedades observadas del germanio (descubierto en 1886)
Masa atómica (unidades)	72	72.59
Densidad (g/cm^3)	5.5	5.35
Calor específico (J/g-K)	0.305	0.309
Punto de fusión (°C)	Elevado	947
Color	Gris oscuro	Blanco grisáceo
Fórmula del óxido	XO_2	GeO_2
Densidad del óxido (g/cm^3)	4.7	4.70
Fórmula del cloruro	XCl_4	$GeCl_4$
Punto de ebullición del cloruro (°C)	Un poco debajo de 100	84

Mendeleev recibió el crédito por exponer sus ideas con más tenacidad y por fomentar muchos trabajos nuevos en química. Su insistencia en que los elementos con características similares se colocaran en la misma familia lo obligó a dejar varios espacios en blanco en su tabla. Por ejemplo, Mendeleev no sabía de la existencia del galio (Ga) ni del germanio (Ge). Sin embargo, predijo audazmente su existencia y propiedades, y se refirió a ellos como *eka-aluminio* ("debajo" del aluminio) y *eka-silicio* ("debajo" del silicio), respectivamente, por los elementos debajo de los cuales aparecen en su tabla. Cuando se descubrieron estos elementos, sus propiedades coincidieron bastante con las predichas por Mendeleev, como se muestra en la ▲ TABLA 7.1.

En 1913, dos años después de que Rutherford propuso el modelo nuclear del átomo, un físico inglés llamado Henry Moseley (1887-1915) desarrolló el concepto de los números atómicos. Bombardeando diferentes elementos con electrones de alta energía, Moseley determinó que cada elemento produce rayos X de una única frecuencia, la cual se incrementa generalmente cuando la masa atómica aumenta. Moseley ordenó las frecuencias de rayos X asignando un número entero único, llamado *número atómico*, a cada elemento, el cual identificó de manera correcta como el número de protones en el núcleo de un átomo.

El concepto de número atómico aclaró algunos problemas de la tabla periódica de la época de Moseley, que se basaba en las masas atómicas. Por ejemplo, la masa atómica del Ar (número atómico 18) es mayor que el del K (número atómico 19), a pesar de que las propiedades químicas y físicas del Ar son mucho más parecidas a las del Ne y Kr que a las del Na y Rb. Sin embargo, cuando los elementos se acomodan en orden de número atómico creciente, y no por masa atómica, Ar y K aparecen en sus lugares correctos en la tabla. Los estudios de Moseley permitieron también identificar "huecos" en la tabla periódica, lo que condujo al descubrimiento de otros elementos.

PIÉNSELO UN POCO

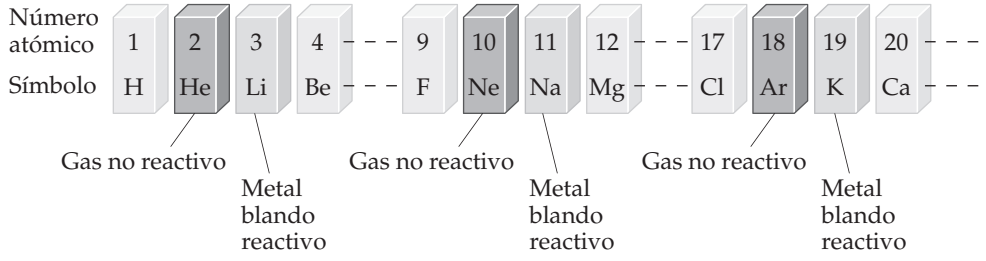
Ubicar a los elementos según sus masas atómicas ocasiona un orden ligeramente distinto de la forma en que están acomodados en una tabla periódica moderna, en la cual la categorización es por número atómico. ¿Por qué ocurre esto? Observe con atención una tabla periódica. ¿Podría mencionar un ejemplo, diferente de Ar y K, donde el orden de los elementos sería distinto si estos se acomodaran en orden creciente de masa atómica?

Muchos elementos muestran fuertes similitudes entre sí. Por ejemplo, los elementos litio (Li), sodio (Na) y potasio (K) son metales blandos muy reactivos. Los elementos helio (He), neón (Ne) y argón (Ar) son gases muy poco reactivos (inertes). Si los elementos se ordenan de manera creciente en relación con sus números atómicos, sus propiedades químicas y físicas exhiben un patrón repetitivo o *periódico*. Por ejemplo, cada uno de los metales blandos reactivos (litio, sodio y potasio) se encuentra inmediatamente después de uno de los gases no reactivos (helio, neón y argón), como se observa en la ► FIGURA 2.2.

El arreglo de elementos en orden creciente de su número atómico, donde los elementos con propiedades similares se encuentran en columnas verticales, se conoce como

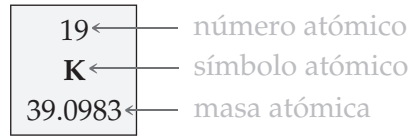
IMAGINE

Si F es un no metal reactivo, ¿qué otro elemento o elementos que aquí se muestra(n) se puede esperar que también sea un no metal reactivo?

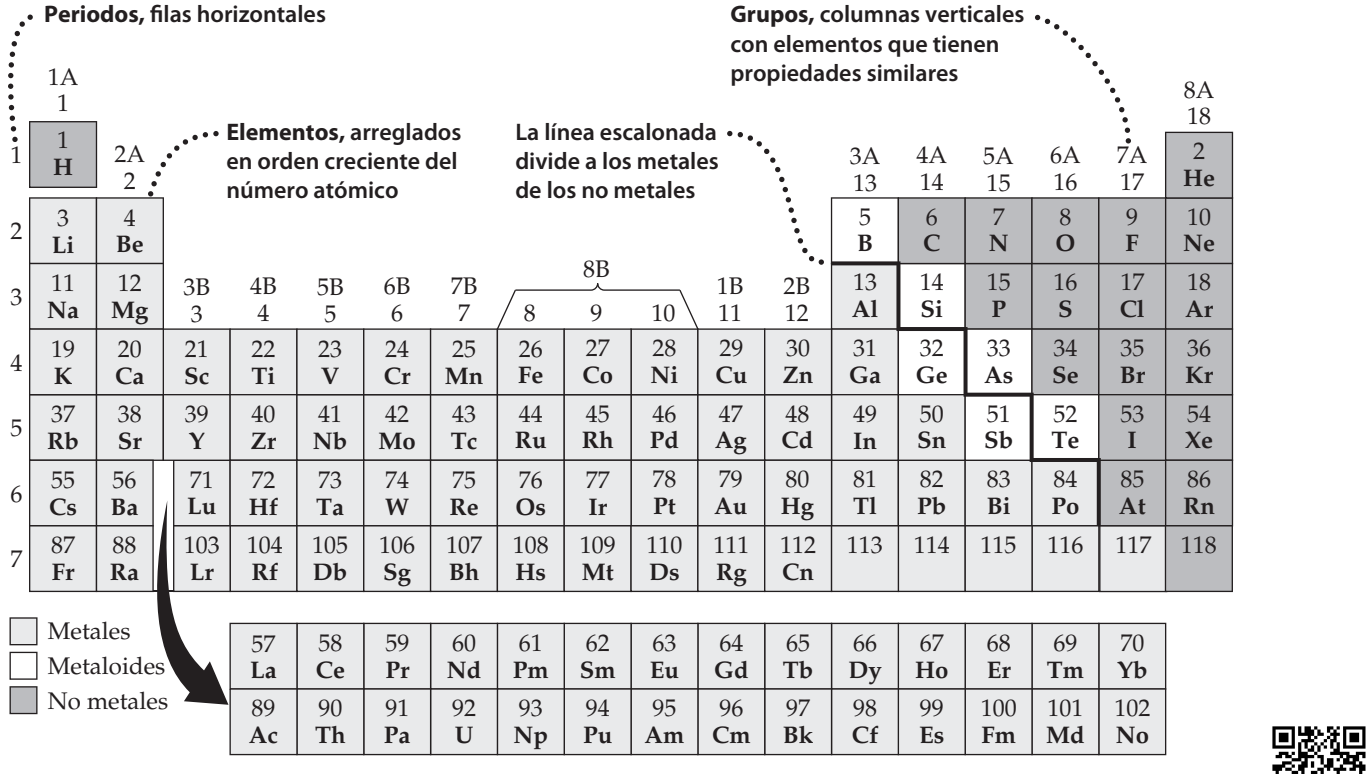


► **FIGURA 2.2 El arreglo de los elementos por número atómico revela un patrón periódico de sus propiedades.** Este patrón es la base de la tabla periódica.

tabla periódica (▼ **FIGURA 2.3**). Para cada elemento, la tabla indica el número y el símbolo atómicos, y con frecuencia también se da la masa atómica, como en esta típica entrada para el potasio:



Las filas horizontales de la tabla periódica se conocen como **periodos**. El primer periodo solo tiene dos elementos: hidrógeno (H) y helio (He). El segundo y tercer periodos consisten en ocho elementos cada uno. El cuarto y quinto periodos contienen 18 elementos. El sexto periodo es de 32 elementos, pero para que estos ocupen una sola página, 14 de esos elementos (aquellos con números atómicos del 57 al 70) se presentan en la parte inferior de la tabla. El séptimo y último periodo está incompleto, pero también tiene 14 de sus miembros en la fila inferior de la tabla.

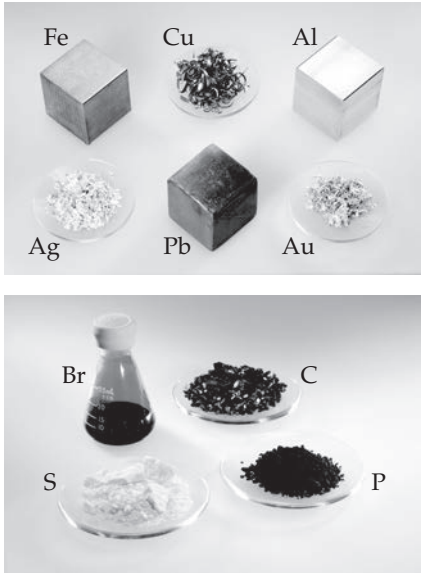


▲ **FIGURA 2.3 Tabla periódica de los elementos.**

Las columnas (verticales) son **grupos**. La forma en que los grupos están clasificados es un tanto arbitraria. En general, se utilizan tres esquemas de clasificación, dos de los cuales se presentan en la figura 2.3. El conjunto superior de rótulos, con designaciones A y B, se utiliza mucho en Estados Unidos. En este esquema se emplean con frecuencia números romanos, en lugar de arábigos. Por ejemplo, el grupo 7A se rotula como VIIA. Los europeos utilizan una convención similar que numera las columnas de la 1A a la 8A y luego de la 1B a la 8B, por lo que asigna el rótulo 7B (o VIIB) al grupo encabezado por el flúor (F), en lugar de rotularlo como 7A. En un esfuerzo por eliminar esta confusión, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (International Union of Pure and Applied Chemistry, IUPAC) propuso la convención de numerar los grupos del 1 al 18 sin designaciones A o B, como se muestra en la figura 2.3. Aquí se utilizará la convención tradicional estadounidense con números arábigos y las letras A y B.

Los elementos en un grupo, con frecuencia, presentan similitudes en sus propiedades físicas y químicas. A continuación analizaremos cómo cambian algunas de las propiedades importantes de los elementos conforme nos movemos a lo largo (de izquierda a derecha) de una fila (periodo) o hacia abajo en una columna (grupo o familia) de la tabla periódica. En muchos casos, las tendencias dentro de una fila o columna nos permiten predecir las propiedades físicas y químicas de los elementos. Aprovechando estas similitudes, se asignan nombres especiales o "característicos" a los diferentes grupos de la tabla; por ejemplo, dentro de los metales de transición se encuentran los llamados "metales de acuñación", cobre (Cu), plata (Ag) y oro (Au), los cuales pertenecen al grupo 1B. Esos elementos son menos reactivos que la mayoría de los metales; por ello, se emplean a nivel mundial para elaborar monedas. Muchos otros grupos de la tabla periódica también tienen nombres, listados en la ▼ **TABLA 2.2**.

La tabla nos ayuda a correlacionar los comportamientos de los elementos y a recordar diversos hechos. En la figura 2.3 se observa que, a excepción del hidrógeno, todos los elementos del lado izquierdo y de la parte media de la tabla son **elementos metálicos** o **metales**. Todos los elementos metálicos comparten propiedades características, como el brillo y la alta conductividad eléctrica y calorífica; y todos ellos, excepto el mercurio (Hg), son sólidos a temperatura ambiente. Los metales están separados de los **elementos no metálicos** o **no metales** por una línea escalonada que va del boro (B) al astato (At). (Observe que el hidrógeno, aunque se encuentra del lado izquierdo de la tabla, es un no metal). A temperatura ambiente, algunos no metales son gaseosos, otros son sólidos y uno es líquido. Los no metales, por lo general, difieren de los metales en su apariencia (◄ **FIGURA 2.4**) y en otras propiedades físicas. Muchos de los elementos que se encuentran a lo largo de la línea que separa los metales de los no metales tienen propiedades intermedias entre las de los metales y las que caracterizan a los no metales. Esos elementos con frecuencia se conocen como **metaloides**.



▲ **FIGURA 2.4** **Ejemplos de metales (arriba) y no metales (abajo).**

PIÉNSELO UN POCO

El cloro es un halógeno (tabla 2.2). Localice este elemento en la tabla periódica.

a) ¿Cuál es su símbolo?
b) ¿En qué periodo y en qué grupo está el elemento localizado?
c) ¿Cuál es su número atómico?
d) ¿Es metal o no metal?

REFLEXIÓN

¿Comprendo las diferencias que existen entre la gran gama de elementos químicos? ¿Identifico los criterios que se emplean para organizar los elementos químicos conocidos?

TABLA 2.2 • Nombres de algunos grupos de la tabla periódica

Grupo	Nombre	Elementos
1A	Metales alcalinos	Li, Na, K, Rb, Cs, Fr
2A	Metales alcalinotérreos	Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra
6A	Calcógenos	O, S, Se, Te, Po
7A	Halógenos	F, Cl, Br, I, At
8A	Gases nobles (o gases raros)	He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Las siguientes actividades son para entregar en tiempo y forma.

1. Investigue en diversas fuentes las propuestas de tablas periódicas hasta la versión actual. Con la información, genere una línea de tiempo donde describa la evolución de este instrumento importante para la química. El formato es libre, así que ponga a prueba su ingenio.
2. Para cada uno de los siguientes elementos, escriba su símbolo químico, localícelo en la tabla periódica, dé su número atómico e indique si es metal, metaloide o no metal: *a*) cromo, *b*) helio, *c*) fósforo, *d*) zinc, *e*) magnesio, *f*) bromo y *g*) arsénico.
3. Para cada uno de los siguientes elementos, escriba su símbolo químico, determine el nombre del grupo al cual pertenece (tabla 2.2) e indique si es metal, metaloide o no metal: *a*) potasio, *b*) yodo, *c*) magnesio, *d*) argón y *e*) azufre.
4. El prefijo *-eka* proviene de la palabra *uno* en sánscrito. Mendeleev utilizó este prefijo para indicar que el elemento desconocido estaba a un lugar del elemento conocido que seguía al prefijo. Por ejemplo, el *eka-silicio*, al cual llamamos actualmente germanio, es un elemento que está justo debajo del silicio. Mendeleev también predijo la existencia del *eka-manganeso*, la cual no se confirmó experimentalmente sino hasta 1937, debido a que este elemento es radiactivo y no se presenta en la naturaleza. De acuerdo con la tabla periódica que aparece en la figura 2.3, ¿cómo llamamos en la actualidad al elemento al que Mendeleev llamó *eka-manganeso*?
5. Investigue en diversas fuentes los elementos químicos de importancia económica para México, su uso, las cantidades que se requieren anualmente y su procedencia. Expongan por equipos los datos recabados.

UNA MIRADA DE CERCA

GLENN SEABORG Y EL SEABORGIO

Antes de 1940, la tabla periódica terminaba en el uranio, el elemento número 92. Desde entonces, ningún científico ha tenido un efecto tan importante sobre la tabla periódica como Glenn Seaborg (► **FIGURA 2.5**). En 1940 Seaborg, Edwin McMillan y sus colegas de la Universidad de California, Berkeley, lograron aislar plutonio (Pu) como un producto de la reacción entre uranio y neutrones; este tipo de reacciones se denominan *nucleares*.

Entre 1944 y 1958, Seaborg y sus colaboradores también identificaron varios productos de reacciones nucleares como los elementos que tenían los números atómicos 95 a 102. Todos esos elementos son radiactivos y no se encuentran en la naturaleza; pueden sintetizarse solo mediante reacciones nucleares. Por sus esfuerzos en identificar los elementos posteriores al uranio (los elementos *transuránicos*), McMillan y Seaborg compartieron el Premio Nobel de Química en 1951.

De 1961 a 1971, Seaborg fungió como presidente de la Comisión de Energía Atómica de Estados Unidos (ahora el Departamento de Energía). En ese puesto contribuyó de forma importante para establecer tratados internacionales encaminados a limitar las pruebas de armas nucleares. Cuando volvió a Berkeley, formó parte del equipo que en 1974 identificó por primera vez el elemento número 106. En 1994, para honrar las muchas contribuciones de Seaborg al descubrimiento de nuevos elementos, la Sociedad Estadounidense de Química propuso que el elemento número 106 se llamara seaborgio (Sg). Después de varios años de controversia respecto de si era aceptable dar a un elemento el nombre de una persona viva, en 1997 la IUPAC adoptó en forma oficial el nombre de seaborgio. Seaborg se convirtió en la primera persona en dar en vida su nombre a un elemento.

◄ **FIGURA 2.5 Glenn Seaborg (1912–1999).** La fotografía muestra a Seaborg en Berkeley en 1941 midiendo la radiación producida por el plutonio.

EJERCICIO RESUELTO 2.1 **Uso de la tabla periódica**

¿Cuáles dos de los siguientes elementos esperaría que mostraran la mayor similitud en sus propiedades químicas y físicas? B, Ca, F, He, Mg, P.

SOLUCIÓN

Es más probable que los elementos que se encuentran en el mismo grupo de la tabla periódica presenten propiedades similares. Por lo tanto, cabe esperar que el Ca y el Mg sean los más parecidos porque se encuentran en el mismo grupo (2A, el de los metales alcalinotérreos).

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Localice el Na (sodio) y el Br (bromo) en la tabla periódica. Escriba el número atómico de cada uno y clasifíquelos como metal, metaloide o no metal.

Respuesta: Na, número atómico 11, es un metal; Br, número atómico 35, es un no metal.

ACTIVIDAD

1. Realice la configuración electrónica de los elementos del grupo IA y VA de la tabla periódica. ¿Qué similitudes observa en su estructura electrónica?
2. Desarrolle las configuraciones electrónicas de los periodos 2 y 4 de la tabla periódica. ¿Qué semejanzas encuentra en sus estructuras electrónicas?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

De acuerdo con la reflexión de las actividades 1 y 2, realice una síntesis donde describa las características que tienen en común los elementos de un mismo grupo y de un mismo periodo.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

2.2 CARGA NUCLEAR EFECTIVA

Muchas de las propiedades de los átomos dependen de sus configuraciones electrónicas y de qué tan fuerte son atraídos sus electrones externos hacia el núcleo. La ley de Coulomb nos indica que la fuerza de la interacción entre dos cargas eléctricas depende de las magnitudes de las cargas y de la distancia entre ellas. Por lo tanto, la fuerza de atracción entre un electrón y el núcleo depende de la magnitud de la carga nuclear neta que actúa sobre el electrón, y de la distancia promedio entre el núcleo y el electrón. La fuerza de atracción aumenta conforme la carga nuclear se incrementa y disminuye conforme el electrón se aleja del núcleo.

En un átomo polielectrónico, cada electrón es simultáneamente atraído hacia el núcleo y repelido por los demás electrones. En general, hay tantas repulsiones entre electrones que no podemos analizar la situación con exactitud. Sin embargo, podemos estimar la atracción neta de cada electrón hacia el núcleo considerando cómo interactúa con el entorno *promedio* creado por el núcleo y los demás electrones del átomo. Este método nos permite tratar cada electrón de manera individual, como si se moviera en el campo eléctrico neto creado por el núcleo y la densidad electrónica de los demás electrones. Podemos visualizar este campo eléctrico neto como si proviniera de una sola carga positiva ubicada en el núcleo, llamada **carga nuclear efectiva**, Z_{ef}. La carga nuclear efectiva que actúa sobre un electrón de un átomo es más pequeña que la carga nuclear *real* ($Z_{ef} < Z$), ya que la carga nuclear efectiva incluye el efecto de los demás electrones presentes en el átomo.

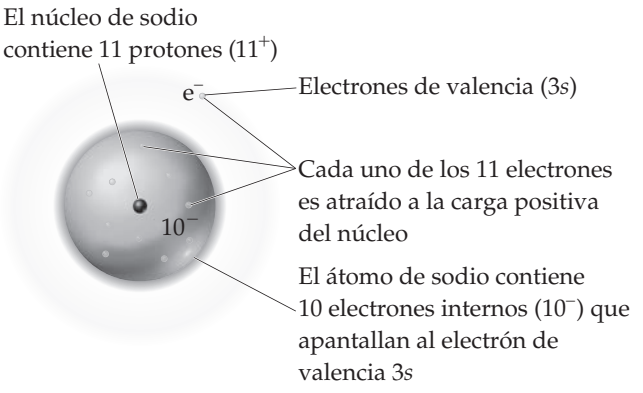
En cualquier átomo polielectrónico, los electrones internos *protegen* o provocan parcialmente un *efecto de pantalla* a los electrones externos de la atracción del núcleo, y la relación entre Z_{ef} y el número de protones en el núcleo Z es

$$Z_{ef} = Z - S \qquad [2.1]$$

donde S es un número positivo llamado *constante de pantalla*. Este representa la parte de la carga nuclear que está protegida de un electrón de valencia por los demás electrones en el átomo. Como los electrones internos son más efectivos para apantallar un electrón de valen-

cia del núcleo, *el valor de S generalmente es un número cercano al número de electrones internos en un átomo*. (Los electrones en la misma capa de valencia no se apantallan entre sí de forma muy efectiva, pero sí afectan ligeramente el valor de *S*; véase la sección "Una mirada de cerca. Carga nuclear efectiva").

Analicemos al átomo de Na para ver qué podríamos esperar de la magnitud de Z_{ef}. El sodio tiene una configuración electrónica abreviada de [Ne]$3s^1$. La carga nuclear es $Z = 11+$, y hay 10 electrones internos ($1s^2 2s^2 2p^6$). Entonces, esperaríamos *S* igual a 10 y que el electrón 3*s* experimentara una carga nuclear efectiva de aproximadamente $11 - 10 = 1+$ (▶ **FIGURA 2.6**). Sin embargo, la situación es un poco más compleja, debido que el electrón 3*s* tiene una escasa probabilidad de encontrarse cerca del núcleo y dentro de los electrones internos. Por lo tanto, existe la probabilidad de que un electrón 3*s* experimente una atracción mayor de lo que sugiere nuestro sencillo modelo $S = 10$. Esta atracción mayor da como resultado un aumento en el valor de Z_{ef} para el electrón 3*s* en el Na de $Z_{ef} = 1+$ a $Z_{ef} = 2.5+$. Es decir, el hecho de que el electrón 3*s* pase un poco más de tiempo cerca del núcleo cambia el valor de *S* en la ecuación 2.1 de 10 a 8.5.



▲ **FIGURA 2.6 Carga nuclear efectiva.** La carga nuclear efectiva que experimenta el electrón de valencia en un átomo de sodio depende en gran medida de la carga 11+ del núcleo y de la carga 10− de los electrones internos.

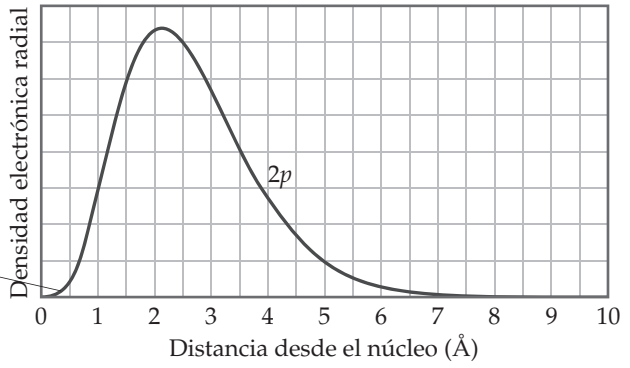
El concepto de carga nuclear efectiva también explica por qué, en un átomo polielectrónico, las energías de los orbitales con el mismo valor de *n* aumentan cuando el valor de *l* aumenta. Por ejemplo, en el átomo de carbono, cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^2$, la energía del orbital 2*p* ($l = 1$) es un poco más elevada que la del orbital 2*s* ($l = 0$), aun cuando ambos orbitales se encuentran en la capa $n = 2$ (figura 1.50). Esta diferencia de energías se debe a las funciones de probabilidad radiales de los orbitales (▼ **FIGURA 2.7**). La mayor atracción entre el electrón 2*s* y el núcleo conduce a una energía menor para el orbital 2*s* que para el orbital 2*p*. El mismo razonamiento explica la tendencia general de las energías de los orbitales ($ns < np < nd$) en los átomos polielectrónicos.

Por último, analicemos las tendencias de los valores Z_{ef} en los electrones de valencia. *La carga nuclear efectiva aumenta cuando nos movemos a través de cualquier periodo de la tabla*. Aunque el número de electrones internos permanece igual cuando nos movemos a lo largo

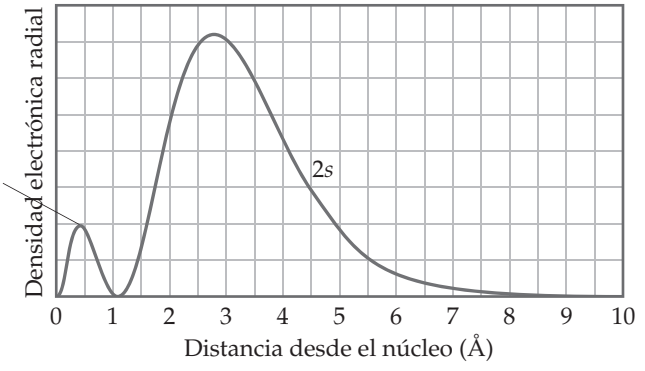
IMAGINE

¿Qué orbital tiene mayor densidad electrónica cerca del núcleo: el 2*s* o el 2*p*?

El hecho de que no haya ningún pico aquí le indica que el electrón 2*p* se encuentra lejos del núcleo



Este pico indica que el electrón 2*s* pasa un poco más de tiempo cerca del núcleo



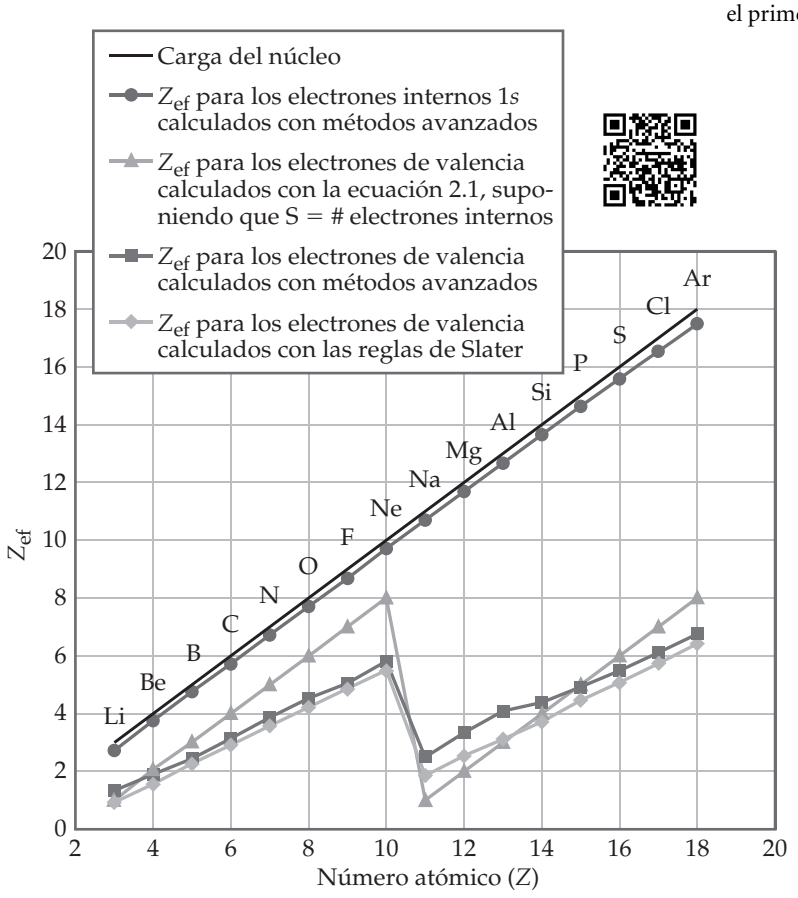
▲ **FIGURA 2.7 Funciones de probabilidad radiales 2*s* y 2*p*.**

del periodo, el número de protones aumenta. Los electrones de valencia añadidos para contrarrestar la carga nuclear en aumento se apantallan entre sí de forma muy poco efectiva. Por lo tanto, la carga nuclear efectiva, Z_{ef}, aumenta de manera constante. Por ejemplo, los electrones internos $1s^2$ del litio ($1s^2 2s^1$) apantallan del núcleo 3+ al electrón de valencia 2*s* de forma muy eficiente. Como consecuencia, el electrón externo experimenta una carga nuclear efectiva de aproximadamente 3 – 2 = 1+. En el caso del berilio ($1s^2 2s^2$), la carga nuclear efectiva que experimenta cada electrón de valencia 2*s* es más grande; en este caso, los electrones

UNA MIRADA DE CERCA

CARGA NUCLEAR EFECTIVA

Para tener una idea de cómo varía la carga nuclear efectiva cuando tanto la carga nuclear como el número de electrones aumentan, considere la ▼ **FIGURA 2.8**. Aunque los detalles de cómo se calcularon los valores Z_{ef} en la gráfica están más allá del alcance de nuestro análisis, las tendencias son instructivas.



▲ **FIGURA 2.8 Variaciones en la carga nuclear efectiva para elementos de los periodos 2 y 3.** Moviéndose de un elemento a otro en la tabla periódica, el aumento de Z_{ef} que perciben los electrones internos (1s) (con círculos) hace un seguimiento muy cercano del aumento en la carga nuclear *Z* (línea continua) porque estos electrones no están protegidos. Los resultados de varios métodos para calcular la Z_{ef} de electrones de valencia se muestran con líneas interrumpidas por otras figuras geométricas.

La carga nuclear efectiva que sienten los electrones exteriores es menor que la que experimentan los electrones internos, debido a la protección que ejercen los electrones internos. Además, la carga nuclear efectiva que sienten los electrones más externos no se incrementa abruptamente al aumentar el número atómico debido a que los electrones de valencia hacen una contribución pequeña, aunque no despreciable, a la constante de pantalla *S*. La característica más importante asociada con el valor Z_{ef} para los electrones más exteriores es la fuerte caída entre el último elemento del periodo 2 (Ne) y el primer elemento del periodo 3 (Na). Este resultado refleja el hecho de que los electrones internos son mucho más eficaces que los electrones de valencia en la protección de la carga nuclear.

Debido a que Z_{ef} se puede utilizar para comprender muchas cantidades físicamente mensurables, es deseable disponer de un método sencillo para estimarla. El valor de *Z* en la ecuación 2.1 se conoce con exactitud, por lo que el reto se reduce a estimar el valor de *S*. En este capítulo, estimamos *S* suponiendo que cada electrón interno aporta 1.00 a *S* y los electrones externos no contribuyen. Sin embargo, John Slater desarrolló un método más exacto, el cual podemos utilizar si nos limitamos a los elementos que no tienen electrones en las subcapas *d* o *f*.

Los electrones en los que el número cuántico principal *n* es mayor que el valor de *n* del electrón de interés contribuyen con 0 al valor de *S*. Los electrones con el mismo valor de *n* que el electrón de interés, aportan 0.35 al valor de *S*. Los electrones donde *n* es 1 menos que *n* para el electrón de interés contribuyen con 0.85, mientras que aquellos con valores de *n* aún más pequeños aportan 1.00. Por ejemplo, considere el flúor, que tiene la configuración del estado electrón $1s^2 2s^2 2p^5$. Para un electrón de valencia en el flúor, las reglas de Slater nos dicen que $S = (0.35 \times 6) + (0.85 \times 2) = 3.8$. (Las reglas de Slater desprecian la contribución de un electrón a sí mismo en el apantallamiento; por lo tanto, consideramos solo seis electrones $n = 2$, no los siete). En consecuencia, $Z_{ef} = Z - S = 9 - 3.8 = 5.2+$.

Los valores de Z_{ef} que se calculan utilizando el sencillo método que se esboza en el libro, así como los estimados con las reglas de Slater, se representan en la figura 2.8. Si bien ninguno de estos métodos reproducen exactamente los valores de Z_{ef} obtenidos a partir de cálculos más complejos, ambos métodos capturan efectivamente la variación periódica en Z_{ef}. Mientras que el método de Slater es más preciso, el método descrito en el capítulo hace un trabajo razonablemente bueno de estimación de la Z_{ef} a pesar de su sencillez. Por lo tanto, para nuestros propósitos, se supone que la constante de protección *S* en la ecuación 2.1 es aproximadamente igual al número de electrones internos.

internos 1*s* lo están protegiendo de un núcleo 4+, y cada electrón 2*s* solo apantalla parcialmente al otro. Como consecuencia, la carga nuclear efectiva que experimenta cada uno de los electrones 2*s* es de alrededor de $4 - 2 = 2+$.

Bajando por una columna, la carga nuclear efectiva experimentada por los electrones de valencia se reduce más de lo que se reduce a través de un periodo. Por ejemplo, podríamos esperar que la carga nuclear efectiva experimentada por los electrones de valencia del litio y del sodio fueran casi iguales, aproximadamente $3 - 2 = 1+$ para el litio y $11 - 10 = 1+$ para el sodio. De hecho, la carga nuclear efectiva aumenta ligeramente a medida que bajamos por una columna debido a que la nube más difusa de electrones internos es menos capaz de apantallar a los electrones de valencia de la carga nuclear. En el caso de los metales alcalinos, Z_{ef} aumenta desde 1.3+ para el litio, a 2.5+ para el sodio y a 3.5+ para el potasio.

PIÉNSELO UN POCO

¿Cuál esperaría que experimentara una mayor carga nuclear efectiva, un electrón 2*p* de un átomo de Ne o un electrón 3*s* de un átomo de Na?

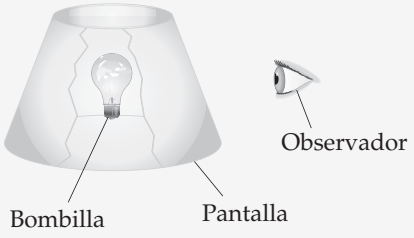
REFLEXIÓN

¿Comprendo el concepto de carga nuclear efectiva?

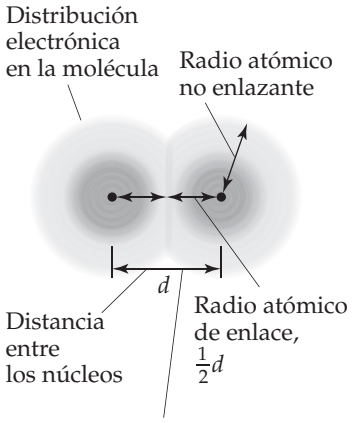
PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice las siguientes actividades en hojas blancas, con buena caligrafía y razonamientos correctos.

1. ¿Qué significa el término carga nuclear efectiva?
2. Dibuje un bosquejo de la tabla periódica y señale en ella la variación de carga nuclear efectiva por grupo y por periodo. ¿Qué ocasiona este comportamiento?
3. Podemos establecer una analogía entre la atracción de un electrón hacia el núcleo y observar la bombilla de una lámpara; en esencia, cuanto más carga nuclear "vea" el electrón, más grande será la atracción. *a*) Mediante esta analogía, explique cómo es que el apantallamiento de los electrones internos se asemeja al colocar una pantalla opaca entre la bombilla y sus ojos, como se muestra en la siguiente figura. *b*) Explique cómo podríamos simular un movimiento hacia la derecha en un periodo de la tabla periódica modificando los watts de la bombilla. *c*) ¿Cómo podríamos modificar los watts de la bombilla o la pantalla para simular el efecto de descender en un grupo en la tabla periódica?



4. *a*) ¿Cómo se utiliza el concepto de carga nuclear efectiva para simplificar las numerosas repulsiones electrón-electrón en átomos polielectrónicos? *b*) ¿Qué electrones experimentan una carga nuclear efectiva más grande dentro de un átomo de Be: los electrones 1*s* o los 2*s*? Explique su respuesta.
5. Cálculos detallados indican que los valores de Z_{ef} para los electrones más externos en átomos de Na y de K son 2.51+ y 3.49+, respectivamente. *a*) ¿Cuál es el valor estimado de Z_{ef} que experimenta el electrón más externo, tanto del Na como del K, suponiendo que los electrones centrales contribuyen con 1.00 y los electrones de valencia con 0.00 para la constante de pantalla? *b*) ¿Cuáles son los valores estimados de Z_{ef} utilizando las reglas de Slater? *c*) ¿Qué método da un estimado más preciso de Z_{ef}? *d*) ¿Cualquier método de aproximación explica el incremento gradual de Z_{ef} que ocurre al descender en un grupo? *e*) Prediga Z_{ef} para los electrones más externos en el átomo de Rb con base en los cálculos para el Na y el K.



▲ FIGURA 2.9 Diferencia entre los radios atómicos de enlace y no enlazantes dentro de una molécula.

2.3 RADIO ATÓMICO Y RADIO IÓNICO

Con frecuencia visualizamos a los átomos y a los iones como objetos duros y esféricos. Sin embargo, de acuerdo con el modelo de la mecánica cuántica, los átomos y los iones no tienen fronteras claramente definidas en las que la densidad electrónica sea cero. No obstante, podemos definir el tamaño atómico de varias formas con base en las distancias entre los átomos en diversas situaciones.

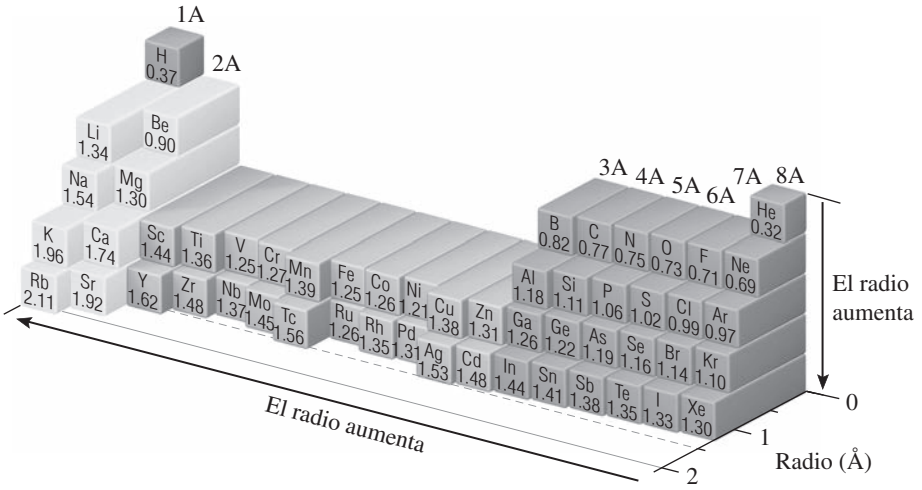
Imagine un conjunto de átomos de argón en fase gaseosa. Cuando dos átomos colisionan (chocan) entre sí en el transcurso de sus movimientos, rebotan, de cierta manera como las bolas de billar. Este movimiento ocurre debido a que las nubes electrónicas de los átomos que colisionan no se penetran de manera significativa. La distancia más corta que separa a los núcleos durante tales colisiones es del doble de los radios de los átomos. Esta distancia es el *radio atómico no enlazante* de un átomo o radio de *Van der Waals* (◄ **FIGURA 2.9**).

En las moléculas existe una interacción atractiva entre dos átomos adyacentes en la molécula, lo que conduce a un enlace químico entre los átomos. Por ahora, lo único que debemos observar es que esta interacción atractiva hace que los dos átomos se acerquen más de lo que estarían en una colisión no enlazante en la que los átomos rebotan por separado. Podemos definir un radio atómico de acuerdo con la distancia que separa a los núcleos de los átomos cuando están químicamente unidos entre sí; tal distancia se designa como *d* en la figura 2.9. El **radio atómico de enlace**, para cualquier átomo en una molécula homoatómica (integrada por dos átomos iguales) es igual a la mitad de la distancia *d* que va de núcleo a núcleo. Observe en la figura 2.9 que el radio atómico de enlace (también conocido como *radio covalente*) es más corto que el radio atómico. A menos que se indique lo contrario, cuando hablemos acerca del "tamaño" de un átomo, nos referiremos al radio atómico de enlace.

Los científicos han desarrollado una variedad de técnicas experimentales para medir las distancias que separan a los núcleos de una molécula. De acuerdo con las observaciones realizadas de estas distancias en muchas moléculas, es posible asignar a cada elemento un radio atómico de enlace. Por ejemplo, en el caso de la molécula de I_2, se observó que la distancia que separa a los núcleos de yodo es de 2.66 Å, lo que significa que el radio atómico de enlace de un átomo de yodo es (2.66 Å)/2 = 1.33 Å.* De forma similar, la distancia que separa a dos núcleos adyacentes de carbono en un diamante (una red sólida tridimensional de átomos de carbono) es de 1.54 Å; entonces, el radio atómico de enlace del carbono es 0.77 Å. Los radios atómicos de enlace de otros elementos pueden definirse en forma similar (▼ **FIGURA 2.10**). (Para el helio y el neón, los radios atómicos de enlace deben estimarse, ya que no hay compuestos conocidos de estos elementos).

IMAGINE

¿Qué parte de la tabla periódica (arriba, abajo, izquierda, derecha) incluye los elementos con átomos más grandes?



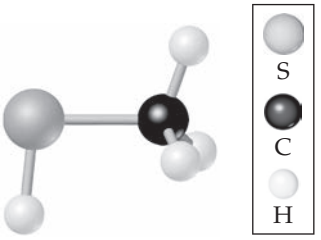
► FIGURA 2.10 Tendencias del radio atómico de enlace para periodos del 1 al 5.

*Recuerde: El angstrom (1 Å = 10^{-10} m) es una unidad métrica conveniente para mediciones atómicas de longitud. No es esta una unidad del SI. La unidad del SI más comúnmente usada para mediciones atómicas es el picómetro (1 pm = 10^{-12} m; 1 Å = 100 pm).

Conocer los radios atómicos nos permite estimar las longitudes de enlace entre diferentes elementos de una molécula. Por ejemplo, la longitud del enlace Cl—Cl en el Cl_2 es 1.99 Å, por lo que al Cl se le asigna un radio de 0.99 Å. En el CCl_4, la longitud medida del enlace C—Cl es 1.77 Å, una muy cercana a la suma (0.77 + 0.99 Å) de los radios atómicos de enlace del C y Cl.

EJERCICIO RESUELTO 2.2 Longitudes de enlace en una molécula

El gas natural, utilizado para la calefacción y para cocinar, es inodoro. Como una fuga de gas natural representa un peligro de explosión o de asfixia, se le agregan varias sustancias malolientes para permitir la detección de una fuga. Una de estas es el metil mercaptano, CH_3SH. Utilice la figura 2.10 para predecir las longitudes de los enlaces C—S, C—H y S—H en esta molécula.



Metil mercaptano

SOLUCIÓN

Análisis y estrategia Contamos con tres enlaces y la lista de radios atómicos de enlace. Supondremos que cada longitud de enlace es la suma de los radios de los dos átomos implicados.

Solución

longitud de enlace C—S = radio atómico de enlace de C + radio atómico de enlace de S

$$= 0.77\,\text{Å} + 1.02\,\text{Å} = 1.79\,\text{Å}$$

longitud de enlace C—H $= 0.77\,\text{Å} + 0.37\,\text{Å} = 1.14\,\text{Å}$

longitud de enlace S—H $= 1.02\,\text{Å} + 0.37\,\text{Å} = 1.39\,\text{Å}$

Comprobación Las longitudes de enlace determinadas experimentalmente son C—S = 1.82 Å, C—H = 1.10 Å y S—H = 1.33 Å. (En general, las longitudes de los enlaces que involucran al hidrógeno muestran mayores desviaciones respecto de los alores predichos por la suma de los radios atómicos, que aquellos enlaces donde participan átomos más grandes).

Comentario Observe que nuestras estimaciones de longitudes de enlace están cerca de las longitudes de enlace experimentales, pero no coinciden exactamente con ellas. Los radios atómicos deben utilizarse con cuidado al estimar longitudes de enlace.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Con base en la figura 2.10 prediga cuál será mayor, la longitud de enlace P—Br en el PBr_3, o la longitud de enlace As—Cl en el $AsCl_3$.

Respuesta: P—Br

Tendencias periódicas de los radios atómicos

La figura 2.10 muestra dos tendencias interesantes:

1. Dentro de cada grupo, el radio atómico tiende a aumentar de arriba hacia abajo. Esta tendencia resulta básicamente del aumento del número cuántico principal (n) de los electrones externos. Cuando descendemos en un grupo, los electrones externos tienen una probabilidad mayor de estar más alejados del núcleo, lo que ocasiona que el átomo aumente su tamaño.
2. Dentro de cada periodo, el radio atómico tiende a disminuir de izquierda a derecha. El factor de principal influencia en esta tendencia es el aumento en la carga nuclear efectiva (Z_{ef}) cuando nos desplazamos a lo largo de un periodo. El aumento de la carga nuclear efectiva provoca un incremento en la atracción de los electrones de valencia por el núcleo, lo que ocasiona que el radio atómico disminuya.

PIÉNSELO UN POCO

En la sección 2.2 dijimos que la Z_{ef} generalmente aumenta cuando se desciende por un grupo de la tabla periódica, mientras que en el capítulo anterior vimos que el "tamaño" de un orbital se incrementa cuando el número cuántico n aumenta. Con respecto al radio atómico, ¿estas tendencias coinciden o se contraponen? ¿Cuál efecto es mayor?

EJERCICIO RESUELTO 2.3 **Radios atómicos**

Consulte la tabla periódica y acomode (cuando sea posible) los siguientes átomos en orden creciente con base en su tamaño: $_{15}P$, $_{16}S$, $_{33}As$, $_{34}Se$ (se especifican los números atómicos de los elementos que tiene que acomodar para que los pueda localizar rápidamente en la tabla periódica).

SOLUCIÓN

Análisis y estrategia Nos proporcionan los símbolos químicos de cuatro elementos y utilizamos sus posiciones relativas en la tabla periódica para predecir el orden relativo de sus radios atómicos. Podemos utilizar las tendencias periódicas que acabamos de describir para ayudarnos a resolver este problema.

Solución P y S se encuentran en el mismo periodo de la tabla periódica, con el S a la derecha del P. Por lo tanto, esperamos que el radio de S sea menor que el del P, ya que el radio disminuye cuando nos movemos a través de un periodo. De forma similar, esperamos que el radio del Se sea menor que el del As. También notamos que el As se encuentra exactamente debajo del P y el Se debajo del S. Entonces, esperamos que el radio del As sea mayor que el de P, y que el radio del Se sea mayor que el de S. Así, hasta el momento podemos decir que $S < P$, $P < As$, $S < Se$ y $Se < As$. Por lo tanto, concluimos que S es el de menor radio de los cuatro elementos, y el As es el de mayor radio; así, podemos escribir $S < ? < ? < As$.

Sin embargo, nuestras dos tendencias periódicas descritas para el tamaño atómico no suministran suficiente información para permitirnos determinar si P o Se (representados por los signos de interrogación) tienen el mayor radio. Para ir del P al Se en la tabla periódica, debemos movernos hacia abajo (el radio tiende a aumentar) y hacia la derecha (el radio tiende a disminuir). En la figura 2.10 vemos que el radio del Se es mayor que el del P. Si examina con cuidado la figura, descubrirá que para los elementos de los bloques *s* y *p* el aumento en el radio al descender por una columna tiende a mostrar el efecto más importante. Sin embargo, hay excepciones.

Comprobación A partir de la figura 2.10, tenemos que $S\,(1.02\,Å) < P\,(1.06\,Å) < Se\,(1.16\,Å) < As\,(1.19\,Å)$.

Comentario Observe que las tendencias que acabamos de explicar se aplican a los elementos de los bloques *s* y *p*. La figura 2.10 muestra que los elementos de transición no presentan un decremento regular cuando nos movemos de izquierda a derecha a lo largo de un periodo.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Acomode los siguientes átomos en orden de radio atómico creciente: $_{11}Na$, $_{4}Be$, $_{12}Mg$.

Respuesta: $Be < Mg < Na$

Tendencias periódicas de los radios iónicos

Así como los radios atómicos de enlace pueden determinarse a partir de las distancias interatómicas en las moléculas, los radios iónicos se pueden determinar a partir de las distancias interatómicas en los compuestos iónicos. Al igual que sucede con el átomo, el tamaño de un ion depende de su carga nuclear, su número de electrones y los orbitales donde se encuentran los electrones de valencia. Cuando se forma un catión de un átomo neutro, los electrones se eliminan de los orbitales atómicos ocupados que están más extendidos en el espacio desde el núcleo. También se reduce el número de repulsiones electrón-electrón. Por lo tanto, *los cationes son más pequeños que los átomos de los que se originan* (► **FIGURA 2.11**). Lo contrario ocurre con los aniones. Cuando se agregan electrones a un átomo para formar un anión, el aumento en las repulsiones electrón-electrón ocasiona que los electrones se extiendan más en el espacio. Por lo tanto, *los aniones son más grandes que los átomos de los que se originan*.

En el caso de los iones que tienen la misma carga, el tamaño aumenta cuando descendemos por un grupo en la tabla periódica (figura 2.11). Es decir, conforme aumenta el número cuántico principal del orbital ocupado más externo de un ion, aumenta el radio de este último.

EJERCICIO RESUELTO 2.4 **Radios atómicos y iónicos**

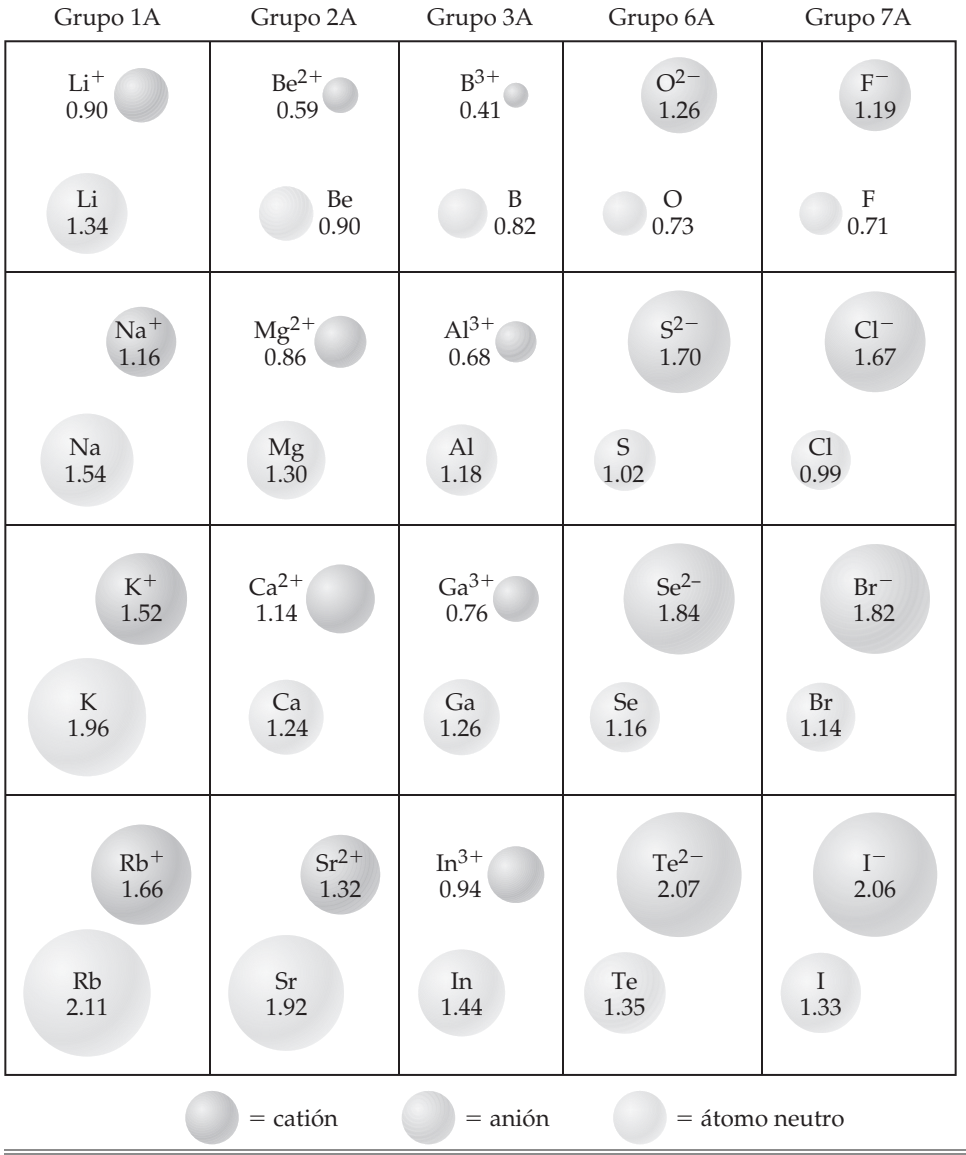
Acomode estos átomos y iones en orden de tamaño decreciente: Mg^{2+}, Ca^{2+} y Ca.

SOLUCIÓN

Los cationes son más pequeños que los átomos de los que se originan, por lo que $Ca^{2+} < Ca$. Debido a que el Ca está debajo del Mg en el grupo 2A de la tabla periódica, el Ca^{2+} es más grande que el Mg^{2+}. En consecuencia, $Ca > Ca^{2+} > Mg^{2+}$.

IMAGINE

¿Cómo cambia el radio de cationes de la misma carga conforme nos desplazamos hacia abajo en una columna en la tabla periódica?



◀ **FIGURA 2.11 Tamaño de cationes y aniones.** Radios, en angstroms, de átomos y de iones de varios grupos de elementos representativos.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuál de los siguientes átomos y iones es el más grande: S^{2-}, S, O^{2-}?

Respuesta: S^{2-}

Una **serie isoelectrónica** es un grupo de átomos o iones que tienen el mismo número de electrones. Por ejemplo, cada ion de la serie isoelectrónica O^{2-}, F^-, Na^+, Mg^{2+}, Al^{3+} tiene 10 electrones. En toda serie isoelectrónica podemos listar a los miembros en orden creciente de número atómico; por lo tanto, la carga nuclear aumenta cuando nos movemos a través de la serie. Ya que el número de electrones permanece constante, el radio del ion disminuye cuando la carga nuclear aumenta, debido a que los electrones son atraídos de manera más fuerte hacia el núcleo:

— Aumento de la carga nuclear ⟶

O^{2-}	F^-	Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}
1.26 Å	1.19 Å	1.16 Å	0.86 Å	0.68 Å

— Disminución del radio iónico ⟶

Observe las posiciones y los números atómicos de estos elementos en la tabla periódica. Los aniones no metálicos preceden al gas noble Ne en la tabla. Los cationes metálicos están después del Ne. El oxígeno, el ion más grande de esta serie isoelectrónica, tiene el número atómico más bajo, 8. El aluminio, el más pequeño de estos iones, tiene el número atómico más grande, 13.

EJERCICIO RESUELTO 2.5 **Radios iónicos en una serie isoelectrónica**

Ordene los iones K^+, Cl^-, Ca^{2+} y S^{2-} de forma decreciente con base en su tamaño.

SOLUCIÓN

Esta es una serie isoelectrónica de iones, en la que todos los iones tienen 18 electrones. En una serie como esta, el tamaño disminuye cuando la carga nuclear (número atómico) del ion aumenta. Los números atómicos de los iones son S(16), Cl(17), K(19) y Ca(20). Por lo tanto, los iones disminuyen en tamaño en el orden $S^{2-} > Cl^- > K^+ > Ca^{2+}$.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

En la serie isoelectrónica Rb^+, Sr^{2+}, Y^{3+}, ¿cuál de los iones es el más grande?

Respuesta: Rb^+

REFLEXIÓN

¿Recuerdo que es un catión y un anión?
¿Comprendo la diferencia entre radio atómico y radio iónico?

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

Movimiento de iones: Energía electrónica

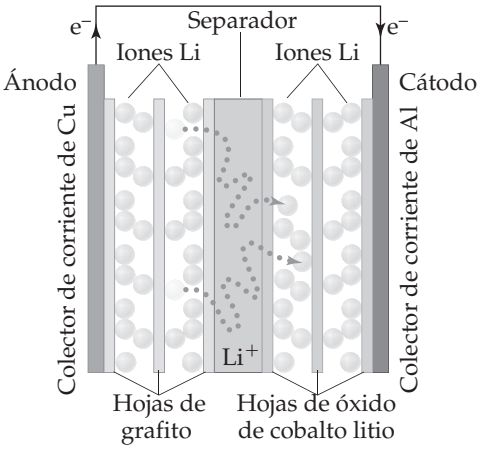
El tamaño iónico desempeña un papel importante en la determinación de las propiedades de dispositivos que se basan en el movimiento de iones. Las baterías de "ion litio" están en todas partes —celdas, teléfonos, iPods, computadoras portátiles—; veamos cómo funciona una batería de iones litio.

Una batería cargada espontáneamente por completo produce una corriente eléctrica y, por lo tanto, energía cuando sus electrodos positivos y negativos se conectan en un circuito eléctrico. El electrodo positivo se denomina ánodo y el electrodo negativo, cátodo. Los materiales utilizados para los electrodos de las baterías de iones litio se encuentran en intenso desarrollo. Actualmente, el material del ánodo es el grafito, una forma de carbono, y el cátodo más común es el $LiCoO_2$, óxido de cobalto litio (► **FIGURA 2.12**). Entre ánodo y cátodo hay un *separador*, un material sólido que permite que los iones litio, pero no los electrones, pasen a través de este.

Cuando la batería se carga mediante una fuente externa, los iones litio migran del cátodo al ánodo, donde se insertan entre las capas de átomos de carbono. Los iones litio son más pequeños y más ligeros que la mayoría de los otros elementos, lo que significa que caben entre las capas. Cuando la batería se descarga y sus electrodos están conectados de manera correcta, es energéticamente favorable que los iones litio se muevan desde el ánodo hasta el cátodo. Con la finalidad de mantener el equilibrio de carga, los electrones emigran simultáneamente desde el ánodo hasta el cátodo a través de un circuito externo, lo que produce electricidad.

En el cátodo, los iones litio se insertan en el material óxido. De nuevo, el pequeño tamaño de los iones litio es una ventaja. Por cada ion litio que se inserta en el cátodo de óxido de cobalto litio, un ion Co^{4+} se reduce a Co^{3+} por un electrón que ha viajado a través del circuito externo.

La migración de los iones y los cambios que se producen en la estructura cuando entran y salen los iones litio de los materiales de los electrodos son complicados. Equipos de investigación tecnológica de todo el mundo han tratado de descubrir nuevos materiales para el cátodo y el ánodo que fácilmente acepten y liberen iones litio sin que fallen después de muchos ciclos repetidos. También se están desarrollando nuevos materiales separadores que permitan un paso más rápido de iones litio. Algunos grupos de investigación se han enfocado en el estudio del uso de iones sodio en lugar de iones litio, porque el sodio es mucho más abundante en la Tierra que el litio; actualmente están en fase de desarrollo nuevos materiales que permitan la inserción y liberación de iones sodio. En la próxima década se esperan grandes avances químicos en la tecnología de las baterías.

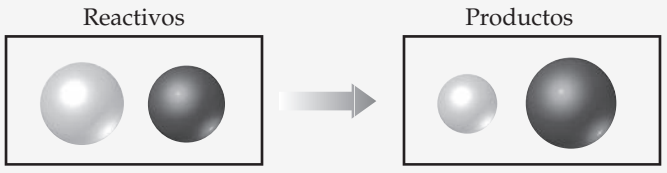


▲ **FIGURA 2.12** **Esquema de una batería de iones litio.**

⚠ PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Resuelva las siguientes actividades con buena caligrafía, sin faltas de ortografía y correctamente.

1. ¿Cómo cambian los tamaños de los átomos al desplazarnos de: *a*) izquierda a derecha a lo largo de un periodo de la tabla periódica, *b*) arriba hacia abajo en un grupo de la tabla periódica? *c*) Arregle los átomos siguientes en orden de radio atómico creciente: O, Si, I, Ge.
2. *a*) Entre los elementos no metálicos, el cambio en el radio atómico al movernos un lugar de izquierda a derecha en un periodo es más pequeño que el cambio al movernos un lugar por un periodo hacia arriba o hacia abajo. Explique estas observaciones. *b*) Arregle los siguientes átomos en orden de radio atómico creciente: Si, Al, Ge, Ga.
3. Mediante el uso exclusivo de la tabla periódica, arregle cada conjunto de átomos en orden de radio creciente: *a*) K, Li, Cs; *b*) Pb, Sn, Si; *c*) F, O, N.
4. Verdadero o falso: *a*) Los cationes son más grandes que sus átomos neutros correspondientes. *b*) Li^+ es menor que Li. *c*) Cl^- es mayor que I^-.
5. Explique las siguientes variaciones en los radios atómicos o iónicos: *a*) $I^- > I > I^+$, *b*) $Ca^{2+} > Mg^{2+} > Be^{2+}$, *c*) $Fe > Fe^{2+} > Fe^{3+}$.
6. Considere al S, Cl y K y a sus iones más comunes. *a*) Clasifique los átomos en orden de tamaño creciente. *b*) Clasifique los iones en orden de tamaño creciente. *c*) Explique cualquier diferencia en el orden de los tamaños atómicos y iónicos.
7. En la reacción:



¿Cuál esfera representa un metal y cuál un no metal? Explique su respuesta.

8. De acuerdo con las conclusiones obtenidas de los ejercicios anteriores, describa en un breve ensayo de una cuartilla las características de un átomo y un ion, definiendo para este último la diferencia entre un anión y un catión, por qué uno adquiere carga negativa y el otro positiva, y cómo esto influye en la variación del tamaño del radio con respecto al radio del átomo neutro.

2.4 ENERGÍA DE IONIZACIÓN

La facilidad con la que los electrones pueden separarse de un átomo o ion tiene un efecto importante en el comportamiento químico. La **energía de ionización** de un átomo o ion es la energía mínima requerida para separar un electrón del estado basal del átomo o ion aislado en el estado gaseoso. La *primera energía de ionización*, I_1, es necesaria para separar al primer electrón de un átomo neutro. Por ejemplo, la primera energía de ionización para el átomo de sodio es la energía requerida para el proceso

$$Na(g) \longrightarrow Na^+(g) + e^- \qquad [2.2]$$

La *segunda energía de ionización*, I_2, es necesaria para separar al segundo electrón, y así sucesivamente, para separaciones de electrones adicionales. Por lo tanto, la I_2 para el átomo de sodio es la energía asociada con el proceso

$$Na^+(g) \longrightarrow Na^{2+}(g) + e^- \qquad [2.3]$$

A mayor energía de ionización, mayor dificultad para separar un electrón.

Variaciones en las energías de ionización sucesivas

Observe en la ▼ **TABLA 2.3** que los valores para un elemento dado aumentan cuando se eliminan los electrones sucesivos: $I_1 < I_2 < I_3$, etc. Esta tendencia se debe a que, con cada eliminación sucesiva, se separa un electrón de un ion cada vez más positivo, lo que requiere cada vez más energía.

TABLA 2.3 • Valores sucesivos de energías de ionización, *I*, para los elementos del sodio al argón (kJ/mol)

Elemento	I_1	I_2	I_3	I_4	I_5	I_6	I_7
Na	496	4562	(electrones internos)				
Mg	738	1451	7733				
Al	578	1817	2745	11,577			
Si	786	1577	3232	4356	16,091		
P	1012	1907	2914	4964	6274	21,267	
S	1000	2252	3357	4556	7004	8496	27,107
Cl	1251	2298	3822	5159	6542	9362	11,018
Ar	1521	2666	3931	5771	7238	8781	11,995

PIÉNSELO UN POCO

Es posible utilizar luz para ionizar átomos y iones. ¿Cuál de los dos procesos, [2.2] o [2.3], requeriría radiación con menor longitud de onda?

Una segunda característica importante que observamos en la tabla 2.3 es el marcado aumento de la energía de ionización, que ocurre cuando se elimina un electrón interno. Por ejemplo, considere al silicio, $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Las energías de ionización aumentan continuamente de 786 kJ/mol hasta 4356 kJ/mol para los cuatro electrones de las subcapas externas 3*s* y 3*p*. La eliminación del quinto electrón, el cual proviene de la subcapa 2*p*, requiere una gran cantidad adicional de energía: 16,091 kJ/mol. Este gran aumento se debe a que es mucho más probable que el electrón 2*p* se encuentre más cerca del núcleo que los otros cuatro electrones $n = 3$; por lo tanto, el electrón 2*p* experimenta una carga nuclear efectiva mucho mayor que los electrones 3*s* y 3*p*.

PIÉNSELO UN POCO

¿Cuál esperaría que fuera mayor, la I_1 para un átomo de boro, o la I_2 para un átomo de carbono?

Cada elemento muestra un gran incremento en la energía de ionización cuando se elimina uno de los electrones internos. Esta observación fundamenta la idea de que solo los electrones más externos, aquellos que se encuentran más allá del centro del gas noble, comparten y transfieren los electrones que dan lugar a los enlaces y las reacciones químicas. Los electrones internos están unidos con demasiada fuerza al núcleo para que el átomo los pierda, o incluso para que sea posible compartirlos con otro átomo.

EJERCICIO RESUELTO 2.6 Tendencias en la energía de ionización

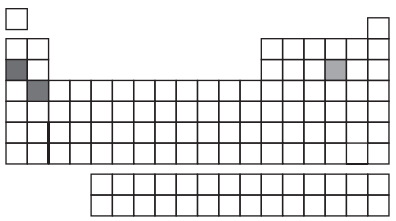
En la tabla periódica que se encuentra al margen hay tres elementos marcados. ¿Cuál tiene la segunda energía de ionización mayor?

SOLUCIÓN

Análisis y estrategia Las posiciones de los elementos en la tabla periódica nos permiten predecir las configuraciones electrónicas. Las mayores energías de ionización implican la eliminación de electrones internos. Por ello, primero debemos buscar un elemento con un solo electrón en la capa ocupada más externa.

Solución El cuadro sombreado a la izquierda representa al Na, que tiene un electrón de valencia. La segunda energía de ionización de este elemento está asociada con la eliminación de un electrón interno. Los otros elementos marcados, S (cuadro sombreado a la derecha) y Ca (cuadro sombreado abajo y a la derecha del Na), tienen dos o más electrones de valencia. Entonces, el Na debe tener la segunda energía de ionización mayor.

Comprobación En un manual de química se tiene que los valores I_2 son: Ca 1145 kJ/mol, S 2252 kJ/mol, Na 4562 kJ/mol.



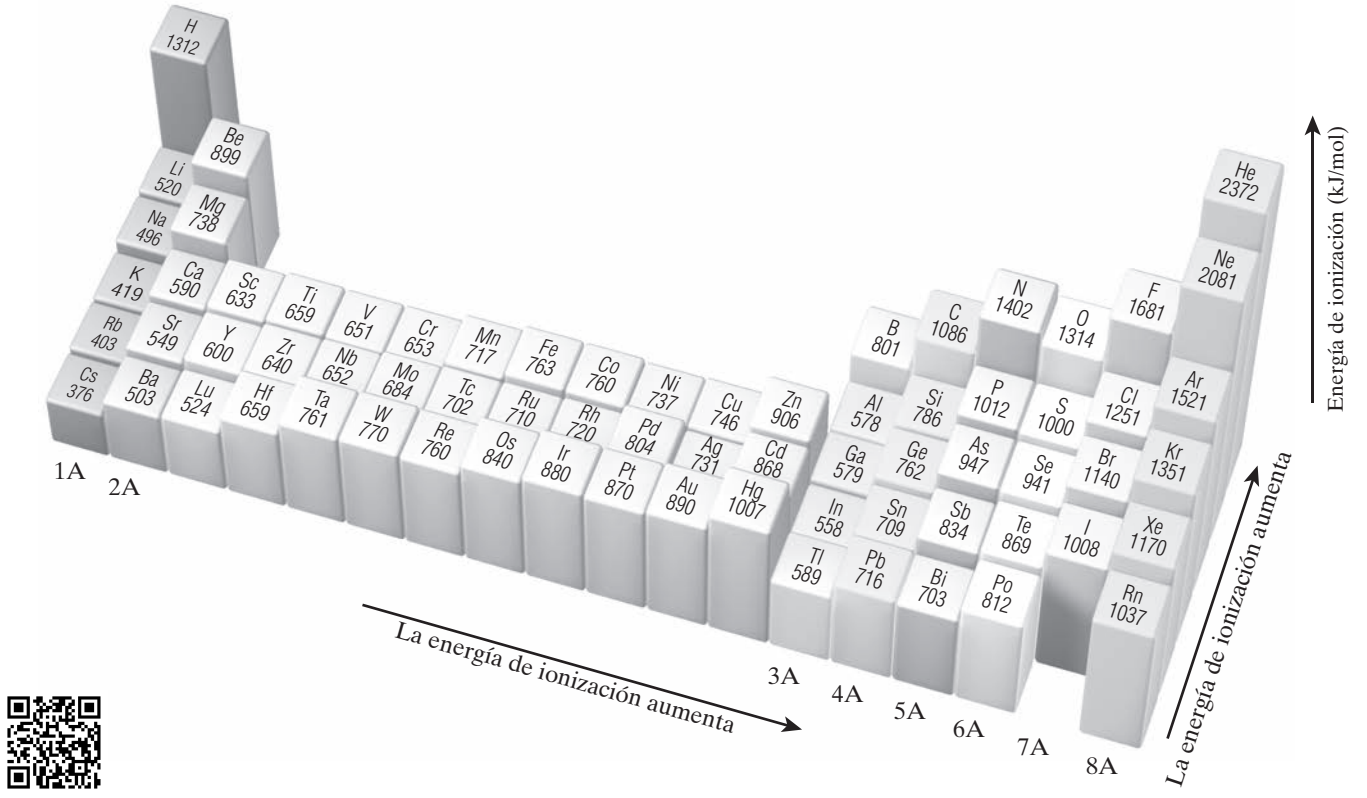
EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuál de los elementos químicos tendrá la tercera energía de ionización mayor, el Ca o el S?

Respuesta: Ca

IMAGINE

¿Cuál de los elementos químicos tiene la primera energía de ionización más grande, el Ar o el As? ¿Por qué?



▲ **FIGURA 2.13** **Tendencias en la primera energía de ionización de los elementos.**

Tendencias periódicas en las primeras energías de ionización

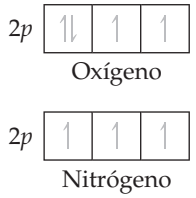
La ▲ **FIGURA 2.13** muestra, para los primeros 54 elementos, las tendencias que observamos en la primera energía de ionización cuando nos movemos de un elemento a otro en la tabla periódica. Las tendencias importantes son las siguientes:

1. La I_1 generalmente aumenta conforme nos desplazamos a través de un periodo. Los metales alcalinos presentan la energía de ionización más baja en cada fila, y los gases nobles, la más alta. Existen ciertas irregularidades en esta tendencia, las cuales explicaremos un poco más adelante.
2. I_1 generalmente disminuye conforme descendemos en cualquier columna de la tabla periódica. Por ejemplo, las energías de ionización de los gases nobles siguen el orden He > Ne > Ar > Kr > Xe.
3. Los elementos del bloque *s* y *p* muestran un mayor intervalo de valores de I_1 que los metales de transición. En general, las energías de ionización de los metales de transición aumentan con lentitud conforme nos movemos de izquierda a derecha en un periodo. Los metales del bloque *f* (que no se muestran en la figura 2.13) también revelan solo un pequeño cambio en los valores de I_1.

En general, los átomos más pequeños tienen energías de ionización más altas. Los mismos factores que influyen en el tamaño atómico tienen también influencia sobre las energías de ionización. La energía necesaria para eliminar un electrón de la capa ocupada más externa depende tanto de la carga nuclear efectiva como de la distancia promedio entre el electrón y el núcleo. Cualquier incremento en la carga nuclear efectiva o cualquier disminución en la distancia desde el núcleo aumentan la atracción entre el electrón y el núcleo. Cuando esta atracción aumenta, es más difícil eliminar al electrón y, por lo tanto, la energía de ionización se incrementa. Conforme nos movemos a través de un periodo, se incrementa la carga nuclear efectiva y disminuye el radio atómico, lo que ocasiona que la energía de ionización

IMAGINE

Explique por qué es más fácil eliminar un electrón 2*p* de un átomo de oxígeno que de un átomo de nitrógeno.



▲ FIGURA 2.14 Llenado del orbital 2*p* en los casos del nitrógeno y el oxígeno.

aumente. Sin embargo, cuando descendemos en un grupo, el radio atómico aumenta, mientras que la carga nuclear efectiva se incrementa gradualmente. Por lo tanto, la atracción entre el núcleo y el electrón disminuye, ocasionando que la energía de ionización se reduzca.

Las irregularidades dentro de un periodo dado son un tanto sutiles, pero se explican con facilidad. Por ejemplo, la disminución de la energía de ionización del berilio ($[He]2s^2$) al boro ($[He]2s^22p^1$), mostrada en la figura 2.13, se debe a que el tercer electrón de valencia del B debe ocupar la subcapa 2*p*, la cual está vacía en el caso del Be. Recuerde que la subcapa 2*p* tiene mayor energía que la subcapa 2*s* (figura 1.51). La disminución de la energía de ionización cuando nos movemos del nitrógeno ($[He]2s^22p^3$) al oxígeno ($[He]2s^22p^4$) se debe a la repulsión de electrones apareados en la configuración p^4 (**◄ FIGURA 2.14**). Recuerde que de acuerdo con la regla de Hund, cada electrón de la configuración p^3 se encuentra en un orbital *p* distinto, lo cual minimiza las repulsiones electrón-electrón entre los tres electrones 2*p*.

EJERCICIO RESUELTO 2.7 Tendencias periódicas de la energía de ionización

Consulte la tabla periódica y acomode los siguientes átomos en orden creciente con base en la primera energía de ionización: Ne, Na, P, Ar, K.

SOLUCIÓN

Análisis y estrategia Tenemos los símbolos químicos de cinco elementos. Para ordenarlos de forma creciente de acuerdo con la primera energía de ionización, debemos ubicar cada elemento en la tabla periódica. Después podemos utilizar sus posiciones relativas y las tendencias de las primeras energías de ionización para predecir su orden.

Solución La energía de ionización aumenta cuando nos movemos de izquierda a derecha a lo largo de un periodo, y disminuye cuando descendemos por un grupo. Como el Na, P y Ar se encuentran en el mismo periodo de la tabla periódica, esperamos que la I_1 varíe en el orden Na < P < Ar. Como el Ne se encuentra arriba del Ar en el grupo 8A, esperamos que Ar < Ne. De forma similar, el K es el metal alcalino que se encuentra justo debajo del Na en el grupo 1A, por lo que esperamos que K < Na.

A partir de estas observaciones, concluimos que las energías de ionización tienen el siguiente orden

$$K < Na < P < Ar < Ne$$

Comprobación Los valores que aparecen en la figura 2.13 confirman esta predicción.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuál de los siguientes elementos químicos tiene la primera energía de ionización más baja: B, Al, C o Si? ¿Cuál tiene la más alta?

Respuesta: El Al tiene la más baja, y el C la más alta.

Configuraciones electrónicas de iones

Cuando se eliminan electrones de un átomo para formar un catión, siempre se eliminan primero los que se encuentran en los orbitales ocupados con el mayor número cuántico principal, *n*. Por ejemplo, cuando se separa un electrón del átomo de litio ($1s^22s^1$), el que se elimina es el $2s^1$:

$$Li\ (1s^22s^1) \Rightarrow Li^+\ (1s^2) + e^-$$

Asimismo, cuando se eliminan dos electrones del Fe($[Ar]3d^64s^2$), los que se eliminan son los $4s^2$:

$$Fe\ ([Ar]3d^64s^2) \Rightarrow Fe^{2+}\ ([Ar]3d^6) + 2e^-$$

Si se elimina un electrón adicional, y se forma Fe^{3+}, dicho electrón proviene de un orbital 3*d*, porque todos los orbitales con $n = 4$ están vacíos:

$$Fe^{2+}\ ([Ar]3d^6) \Rightarrow Fe^{3+}\ ([Ar]3d^5) + e^-$$

Parece extraño eliminar los electrones 4*s* antes que los 3*d* durante la formación de cationes de metales de transición. Después de todo, al escribir las configuraciones electrónicas, agregamos los electrones 4*s* antes que los 3*d*. Sin embargo, cuando escribimos configuraciones electrónicas de átomos, seguimos un proceso imaginario en el que nos movemos a través de la tabla periódica de un elemento a otro. Al hacerlo, agregamos tanto un electrón a un orbital como un protón al núcleo para cambiar la identidad del elemento. En la ionización no invertimos este proceso, debido a que no se eliminan protones.

Si hay más de una subcapa ocupada para un valor dado de n, primero se eliminan los electrones del orbital con el valor más alto de l. Por ejemplo, un átomo de estaño pierde sus electrones $5p$ antes que sus electrones $5s$:

$$\text{Sn}\,([\text{Kr}]4d^{10}5s^25p^2) \Rightarrow \text{Sn}^{2+}\,([\text{Kr}]4d^{10}5s^2) + 2\text{e}^- \Rightarrow \text{Sn}^{4+}\,([\text{Kr}]4d^{10}) + 4\text{e}^-$$

Cuando se agregan electrones a un átomo para formar un anión, estos se añaden al orbital vacío o parcialmente lleno con el valor menor de n. Por ejemplo, cuando se agrega un electrón a un átomo de flúor para formar el ion F^-, el electrón entra en el único lugar desocupado que queda en la subcapa $2p$:

$$\text{F}\,(1s^22s^22p^5) + \text{e}^- \Rightarrow \text{F}^-\,(1s^22s^22p^6)$$

PIÉNSELO UN POCO

El Cr^{3+} y el V^{2+}, ¿tendrían las mismas configuraciones electrónicas?

EJERCICIO RESUELTO 2.8 Configuraciones electrónicas de iones

Escriba la configuración electrónica de *a*) Ca^{2+}, *b*) Co^{3+} y *c*) S^{2-}.

SOLUCIÓN

Análisis y estrategia Se nos pide escribir las configuraciones electrónicas de tres iones. Para hacerlo, escribimos la configuración electrónica de cada átomo neutro, y después eliminamos o agregamos electrones para formar iones. Primero eliminamos electrones de los orbitales que tienen el mayor valor de n. Estos se agregan a los orbitales vacíos o parcialmente llenos que tienen el valor menor de n.

Solución

a) El calcio (número atómico 20) tiene la configuración electrónica $[\text{Ar}]4s^2$. Para formar un ion 2+, debemos eliminar los dos electrones externos, generando un ion isoelectrónico con el Ar:

$$Ca^{2+}\text{: [Ar]}$$

b) El cobalto (número atómico 27) tiene la configuración electrónica $[\text{Ar}]3d^74s^2$. Para formar un ion 3+, debemos eliminar tres electrones. Como explicamos en el libro, los electrones $4s$ se eliminan antes que los electrones $3d$. Como resultado, la configuración electrónica del Co^{3+} es

$$Co^{3+}\text{: [Ar]}3d^6$$

c) El azufre (número atómico 16) tiene la configuración electrónica $[\text{Ne}]3s^23p^4$. Para formar un ion 2−, debemos agregar dos electrones. Hay espacio para dos electrones adicionales en los orbitales $3p$. Por lo tanto, la configuración electrónica del ion S^{2-} es

$$S^{2-}\text{: [Ne]}3s^2\,3p^6 = \text{[Ar]}$$

Comentario Recuerde que muchos de los iones comunes de los elementos de los bloques s y p, como Ca^{2+} y S^{2-}, tienen el mismo número de electrones que el gas noble más cercano.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Escriba la configuración electrónica de *a*) Ga^{3+}, *b*) Cr^{3+} y *c*) Br^-.

Respuestas: *a*) $[\text{Ar}]3d^{10}$, *b*) $[\text{Ar}]3d^3$, *c*) $[\text{Ar}]3d^{10}4s^24p^6 = [\text{Kr}]$

REFLEXIÓN

¿Comprendo la importancia de la energía de ionización en el comportamiento químico de los elementos?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Razone y escriba correctamente la respuesta de las siguientes preguntas.

1. ¿Cómo serán las ecuaciones que muestran los procesos que describen a la primera, la segunda y la tercera energías de ionización de un átomo de aluminio? ¿Qué proceso requeriría la menor cantidad de energía?
2. Identifique cada enunciado como verdadero o falso. Si es falso, rescríbalo para que sea verdadero: *a*) Las energías de ionización siempre son cantidades

negativas. *b*) El oxígeno tiene una mayor energía de ionización que el flúor. *c*) La segunda energía de ionización de un átomo siempre es mayor que su primera energía de ionización.

3. *a*) ¿Cuál es la relación general entre el tamaño de un átomo y su primera energía de ionización? *b*) ¿Qué elemento de la tabla periódica tiene la mayor energía de ionización? ¿Cuál tiene la menor?
4. *a*) ¿Cuál es la tendencia de las primeras energías de ionización al descender por los elementos del grupo 7A? Explique cómo esta tendencia se relaciona con la variación en los radios atómicos. *b*) ¿Cuál es la tendencia de las primeras energías de ionización al recorrer el cuarto periodo desde K hasta Kr? ¿Cómo se compara esta tendencia con la que se manifiesta en los radios atómicos?
5. Según sus posiciones en la tabla periódica, prediga cuál átomo de los pares siguientes tendrá la primera energía de ionización más grande: *a*) Cl, Ar; *b*) Be, Ca; *c*) K, Co; *d*) S, Ge; *e*) Sn, Te.
6. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes iones, y determine cuáles tienen configuraciones electrónicas de gas noble: *a*) Cr^{3+}, *b*) N^{3-}, *c*) Sc^{3+}, *d*) Cu^{2+}, *e*) Tl^{+}, *f*) Au^{+}.

2.5 AFINIDADES ELECTRÓNICAS

La primera energía de ionización de un átomo es una medida del cambio de energía asociado con la eliminación de un electrón del átomo para formar un catión. Por ejemplo, la primera energía de ionización del Cl(*g*), 1251 kJ/mol, es el cambio de energía asociado con el proceso

$$\textit{Energía de ionización:}\ \underset{[Ne]3s^23p^5}{Cl(g)} \longrightarrow \underset{[Ne]3s^23p^4}{Cl^+(g)} + e^- \qquad \Delta E = 1251\ \text{kJ/mol} \qquad [2.4]$$

El valor positivo de la energía de ionización significa que se debe dar energía al átomo para eliminar el electrón.

La mayoría de los átomos pueden ganar electrones para formar aniones. El cambio de energía que ocurre cuando un electrón se agrega a un átomo gaseoso se conoce como **afinidad electrónica**, ya que mide la atracción, o *afinidad*, del átomo por el electrón añadido. En la mayoría de los átomos se libera energía cuando se añade un electrón. Por ejemplo, la adición de un electrón a un átomo de cloro se ve acompañada por un cambio de energía de −349 kJ/mol; el signo negativo indica que se libera energía durante el proceso. Por lo tanto, decimos que la afinidad electrónica del Cl es −349 kJ/mol:*

$$\textit{Afinidad electrónica:}\ \underset{[Ne]3s^23p^5}{Cl(g)} + e^- \longrightarrow \underset{[Ne]3s^23p^6}{Cl^-(g)} \qquad \Delta E = -349\ \text{kJ/mol} \qquad [2.5]$$

Es importante comprender la diferencia entre la energía de ionización y la afinidad electrónica: la primera mide la facilidad con que un átomo *pierde* un electrón, mientras que la afinidad electrónica mide la facilidad con que un átomo *gana* un electrón.

Cuanto mayor sea la atracción entre un átomo dado y un electrón añadido, más negativa será la afinidad electrónica del átomo. En el caso de algunos elementos, como los gases nobles, la afinidad electrónica tiene un valor positivo, lo que significa que el anión tiene mayor energía que el átomo y el electrón por separado:

$$\underset{[Ne]3s^23p^6}{Ar(g)} + e^- \longrightarrow \underset{[Ne]3s^23p^64s^1}{Ar^-(g)} \qquad \Delta E > 0 \qquad [2.6]$$

El hecho de que la afinidad electrónica sea un número positivo significa que un electrón no se unirá a un átomo de Ar; el ion Ar^- es inestable y no se forma.

La ► **FIGURA 2.15** muestra las afinidades electrónicas de los elementos que se encuentran en los bloques *s* y *p*, en los primeros cinco periodos de la tabla. Observe que las tendencias

*Para la afinidad electrónica se utilizan dos convenciones de signos. En la mayoría de los libros, incluyendo este, se utiliza la convención de signos termodinámicos: un signo negativo indica que la adición de un electrón es un proceso exotérmico, como en la afinidad electrónica dada para el cloro, −349 kJ/mol. Sin embargo, históricamente la afinidad electrónica se ha definido como la energía liberada cuando se agrega un electrón a un átomo o ion en estado gaseoso. Como se liberan 349 kJ/mol al agregar un electrón al Cl(g), la afinidad electrónica con esta convención sería de +349 kJ/mol.

en la afinidad electrónica no son tan evidentes como en el caso de la energía de ionización. Los halógenos, a los que solo les falta un electrón para tener una subcapa *p* llena, tienen las afinidades electrónicas más negativas. Al ganar un electrón, un átomo de un halógeno forma un ion negativo estable que tiene una configuración de gas noble (ecuación 2.5). Sin embargo, para agregar un electrón a un gas noble es necesario que el electrón se encuentre en una subcapa vacía de mayor energía en el átomo (ecuación 2.6). Debido a que ocupar una subcapa de mayor energía es desfavorable energéticamente, la afinidad electrónica es sumamente positiva. Las afinidades electrónicas del Be y Mg son positivas por la misma razón; el electrón añadido residiría en una subcapa previamente vacía *p*, de mayor energía.

Las afinidades electrónicas del grupo de elementos 5A también son interesantes. Como estos elementos tienen subcapas *p* semillenas, el electrón añadido debe colocarse en un orbital que ya está ocupado, lo que da como resultado repulsiones electrón-electrón más fuertes. Como consecuencia, estos elementos tienen afinidades electrónicas positivas (N) o menos negativas que sus vecinos a la izquierda (P, As, Sb).

Las afinidades electrónicas no cambian demasiado cuando descendemos por un grupo. Por ejemplo, considere las afinidades electrónicas de los halógenos (figura 2.15). En el caso del F, el electrón añadido entra en un orbital 2*p*, en el caso del Cl en un orbital 3*p*, en el del Br en un orbital 4*p*, y así sucesivamente. Por lo tanto, conforme nos movemos de F a I, la distancia promedio entre el electrón añadido y el núcleo aumenta continuamente, lo que ocasiona que la atracción electrón-núcleo disminuya. Sin embargo, el orbital que contiene el electrón más externo está cada vez más disperso, por lo que, cuando nos movemos de F a I, las repulsiones electrón-electrón también se reducen. Como resultado, la reducción de la atracción electrón-núcleo se contrarresta con la reducción de las repulsiones electrón-electrón.

IMAGINE

¿Cuál de los grupos que aquí se muestran tienen las afinidades electrónicas más negativas? ¿Por qué esto tiene sentido?

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H −73							**He** > 0
Li −60	**Be** > 0	**B** −27	**C** −122	**N** > 0	**O** −141	**F** −328	**Ne** > 0
Na −53	**Mg** > 0	**Al** −43	**Si** −134	**P** −72	**S** −200	**Cl** −349	**Ar** > 0
K −48	**Ca** −2	**Ga** −30	**Ge** −119	**As** −78	**Se** −195	**Br** −325	**Kr** > 0
Rb −47	**Sr** −5	**In** −30	**Sn** −107	**Sb** −103	**Te** −190	**I** −295	**Xe** > 0

▲ **FIGURA 2.15** **Afinidad electrónica en kJ/mol para bloques de elementos seleccionados *s* y *p*.**

PIÉNSELO UN POCO

¿Cuál es la relación entre el valor para la primera energía de ionización de un ion $Cl^-(g)$ y la afinidad electrónica del Cl(*g*)?

¿Comprendo la diferencia que existe entre la energía de ionización y la afinidad electrónica?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. La primera energía de ionización de Ar y su afinidad electrónica son valores positivos. *a*) ¿Cuál es el significado de un valor positivo en cada caso? *b*) ¿Cuáles son las unidades de la afinidad electrónica?
2. Si la afinidad electrónica de un elemento es un número negativo, ¿significa que el anión del elemento es más estable que el átomo neutro? Explique.
3. La afinidad electrónica del bromo es una cantidad negativa, y es positiva en el caso de Kr. Utilice la configuración electrónica de los dos elementos para explicar la diferencia.
4. ¿Cuál es la relación entre la energía de ionización de un anión con una carga 1− como el F^- y la afinidad electrónica del átomo neutro, F?
5. Para cada uno de los pares siguientes, indique qué elemento tiene la primera energía de ionización más grande: *a*) Ti, Ba; *b*) Ag, Cu; *c*) Ge, Cl; *d*) Pb, Sb (en cada caso, utilice la configuración electrónica y la carga nuclear efectiva para explicar su respuesta).
6. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes iones: *a*) Fe^{2+}, *b*) Hg^{2+}, *c*) Mn^{2+}, *d*) Pt^{2+}, *e*) P^{3-}.
7. En la tabla periódica encuentre tres ejemplos de iones que tengan una configuración electrónica de nd^8 (n = 3, 4, 5, …).
8. Con la información manejada en las preguntas anteriores, describa cómo influye la afinidad electrónica en el comportamiento de un átomo.

2.6 ELECTRONEGATIVIDAD

La *electronegatividad* es la capacidad de un átomo en un compuesto para atraer electrones hacia sí mismo. A mayor electronegatividad de un átomo, mayor es su capacidad de atraer electrones. La electronegatividad de un átomo en una molécula está relacionada con su energía

de ionización y con su afinidad electrónica, las cuales son propiedades de átomos aislados. Un átomo con una afinidad electrónica muy negativa y una elevada energía de ionización atrae electrones de otros átomos y se resiste a perder los suyos; es decir, es altamente electronegativo.

Los valores de la electronegatividad pueden basarse en varias propiedades, no solo en la energía de ionización y en la afinidad electrónica. El químico estadounidense Linus Pauling (1901-1994) desarrolló la primera y más utilizada escala de electronegatividad, la cual se fundamenta en datos termoquímicos. Como muestra la ▼ **FIGURA 2.16**, en general, existe un aumento en la electronegatividad de izquierda a derecha a través de un periodo, es decir, de los elementos más metálicos a los más no metálicos. Con algunas excepciones (especialmente en los metales de transición), la electronegatividad disminuye con el aumento del número atómico en un grupo. Esto es lo que se esperaría porque se sabe que las energías de ionización tienden a disminuir cuando en un grupo aumenta el número atómico y las afinidades electrónicas no cambian mucho.

No es necesario memorizar los valores de la electronegatividad. En lugar de ello, se deberían conocer las tendencias periódicas para estar en condiciones de predecir cuál de los dos elementos es más electronegativo. Por lo general, la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en una fila de la tabla periódica y disminuye al descender por una columna.

PIÉNSELO UN POCO

¿Cómo difiere la *electronegatividad* de un elemento de su *afinidad electrónica*?

REFLEXIÓN

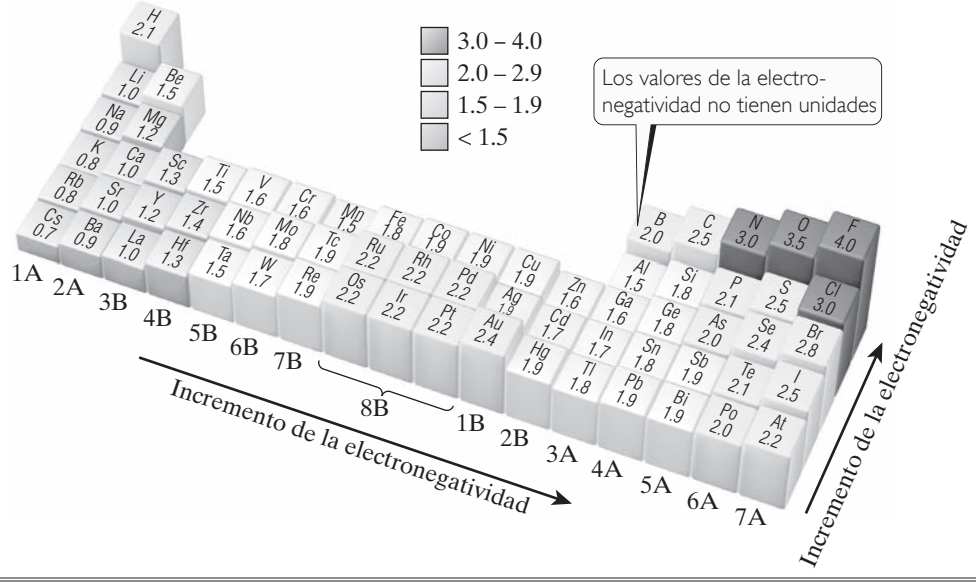
¿Comprendo la relación entre afinidad electrónica, energía de ionización y electronegatividad?

ACTIVIDAD

1. Investigue en diversas fuentes y escriba la diferencia entre electronegatividad y electropositividad.
2. Arregle los siguientes elementos en orden creciente de electronegatividad: *a*) Br, Cl, F, I; *b*) B, Ge, S, Cl, O.
3. ¿Qué comportamiento tiene la electronegatividad en los elementos anfóteros o metaloides?

IMAGINE

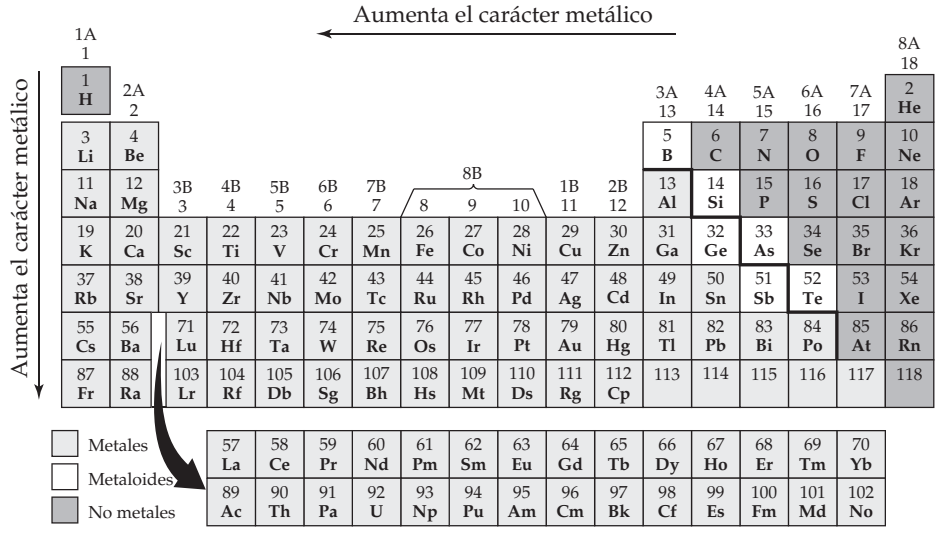
Para los elementos del grupo 6A, ¿cuál es la tendencia en la electronegatividad conforme aumenta el número atómico?



► **FIGURA 2.16** **Valores de la electronegatividad basados en los datos termoquímicos de Pauling.**

IMAGINE

Observe que el germanio, Ge, es un metaloide, pero el estaño, Sn, es un metal. ¿Qué cambios en las propiedades atómicas piensa que son importantes para explicar esta diferencia?



◀ **FIGURA 2.17 Metales, metaloides y no metales.**

2.7 COMPORTAMIENTO PERIÓDICO DE METALES, NO METALES Y METALOIDES

Los radios atómicos, energías de ionización y afinidades electrónicas son propiedades de los átomos individuales. Sin embargo, con excepción de los gases nobles, ninguno de los elementos existe en la naturaleza como átomos individuales. Para comprender un poco mejor las propiedades de los elementos, también debemos analizar las tendencias periódicas en las propiedades de grandes grupos de átomos.

Los elementos pueden agruparse ampliamente en las categorías de metales, no metales y metaloides (▲ **FIGURA 2.17**). Algunas de las propiedades que distinguen a los metales y a los no metales se resumen en la ▼ **TABLA 2.4**.

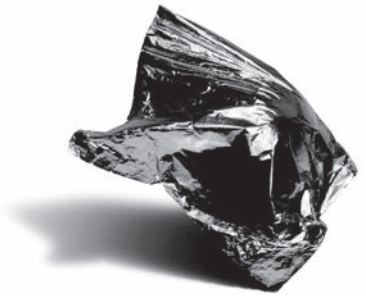
A continuación estudiaremos algunos patrones comunes de reactividad a través de la tabla periódica y posteriormente examinaremos con mayor profundidad la reactividad de los no metales y de los metales.

Cuantas más propiedades físicas y químicas de los metales estén presentes en un elemento, mayor será su **carácter metálico**. Como se indicó en la figura 2.17, el carácter metálico por lo general aumenta conforme descendemos en un grupo de la tabla periódica y disminuye cuando nos movemos de izquierda a derecha en un periodo. Ahora analicemos las relaciones cercanas que existen entre las configuraciones electrónicas y las propiedades de los metales, no metales y metaloides.

TABLA 2.4 • Propiedades características de los metales y los no metales

Metales	No metales
Tienen un acabado brillante; diferentes colores, aunque la mayoría son plateados	No tienen brillo; diferentes colores
Los sólidos son maleables y dúctiles	Los sólidos son generalmente quebradizos; algunos son duros y otros blandos
Son buenos conductores del calor y la electricidad	Son malos conductores del calor y la electricidad
La mayoría de los óxidos metálicos son sólidos iónicos básicos	La mayoría de los óxidos no metálicos son sustancias moleculares que forman disoluciones ácidas
Tienden a formar cationes en disoluciones acuosas	Tienden a formar aniones u oxianiones en disoluciones acuosas

Metales



▲ **FIGURA 2.18 Los metales son brillantes y maleables.**

La mayoría de los elementos metálicos presentan un acabado brillante que asociamos con los metales (◄ **FIGURA 2.18**). Los metales conducen el calor y la electricidad. En general, son maleables (se pueden golpear hasta formar láminas delgadas) y dúctiles (se pueden estirar para formar alambres). Todos son sólidos a temperatura ambiente, excepto el mercurio (punto de fusión = −39 °C), el cual es líquido. Dos metales se funden a una temperatura ligeramente superior a la ambiente, el cesio a 28.4 °C, y el galio a 29.8 °C. En el otro extremo, muchos metales se funden a temperaturas muy elevadas. Por ejemplo, el cromo se funde a 1900 °C.

Los metales suelen tener energías de ionización bajas; por lo tanto, tienden a formar iones positivos con relativa facilidad. Como resultado, los metales se oxidan (pierden electrones) cuando experimentan reacciones químicas. Entre las propiedades atómicas fundamentales (radio, configuración electrónica y afinidad electrónica, entre otras), la primera energía de ionización es el mejor indicador de si un elemento se comportará como un metal o como un no metal.

La ▼ **FIGURA 2.19** muestra los estados de oxidación de algunos iones representativos, tanto de metales como de no metales. Recordemos que la carga de cualquier ion metálico alcalino en sus compuestos siempre es 1+, y la de cualquier metal alcalinotérreo siempre es 2+. En el caso de los átomos que pertenecen a cualquiera de estos grupos, los electrones externos *s* son fáciles de perder, lo que da lugar a una configuración electrónica de gas noble. En el caso de los metales que pertenecen a grupos con orbitales *p* parcialmente ocupados (grupos 3A a 7A), los cationes observados se forman perdiendo solo los electrones externos *p* (como el Sn^{2+}), o los electrones externos *s* y *p* (como el Sn^{4+}). La carga de los iones de metales de transición no sigue un patrón evidente. Una de las principales características de los metales de transición es su capacidad de formar más de un catión. Por ejemplo, el hierro puede ser 2+ en algunos compuestos y 3+ en otros.

PIÉNSELO UN POCO

Describa una relación general entre las tendencias del carácter metálico y las de la energía de ionización.

Los compuestos de metales con no metales tienden a ser sustancias iónicas. Por ejemplo, la mayoría de los óxidos y halogenuros metálicos son sólidos iónicos. Para ilustrar esto tenemos la reacción entre el metal níquel y el oxígeno que produce óxido de níquel, un sólido iónico que contiene iones Ni^{2+} y O^{2-}:

$$2\,Ni(s) + O_2(g) \longrightarrow 2\,NiO(s) \qquad [2.7]$$

Los óxidos son muy importantes por la gran abundancia de oxígeno en nuestro ambiente.

IMAGINE

La línea en escalera divide a los metales de los no metales. ¿Cómo divide esta línea a los estados de oxidación comunes?

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H^+																H^-	GASES NOBLES
Li^+														N^{3-}	O^{2-}	F^-	
Na^+	Mg^{2+}	Metales de transición										Al^{3+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^-	
K^+	Ca^{2+}	Sc^{3+}	Ti^{4+}	V^{5+} V^{4+}	Cr^{3+}	Mn^{2+} Mn^{4+}	Fe^{2+} Fe^{3+}	Co^{2+} Co^{3+}	Ni^{2+}	Cu^+ Cu^{2+}	Zn^{2+}				Se^{2-}	Br^-	
Rb^+	Sr^{2+}								Pd^{2+}	Ag^+	Cd^{2+}		Sn^{2+} Sn^{4+}	Sb^{3+} Sb^{5+}	Te^{2-}	I^-	
Cs^+	Ba^{2+}								Pt^{2+}	Au^+ Au^{3+}	Hg_2^{2+} Hg^{2+}		Pb^{2+} Pb^{4+}	Bi^{3+} Bi^{5+}			

▲ **FIGURA 2.19 Estados de oxidación representativos de los elementos.** Observe que el hidrógeno tiene tanto números de oxidación positivos como negativos, +1 y −1.

La mayoría de los óxidos metálicos son básicos. Aquellos que se disuelven en agua reaccionan para formar hidróxidos metálicos, como en los siguientes ejemplos:

$$\text{Óxido metálico} + \text{agua} \longrightarrow \text{hidróxido metálico}$$

$$Na_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow 2\ NaOH(ac) \quad [2.8]$$

$$CaO(s) + H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(ac) \quad [2.9]$$

La basicidad de los óxidos metálicos se debe al ion óxido, el cual reacciona con agua de acuerdo con la ecuación iónica neta

$$O^{2-}(ac) + H_2O(l) \longrightarrow 2\ OH^-(ac) \quad [2.10]$$

Los óxidos metálicos que son insolubles en agua demuestran su basicidad reaccionando con ácidos para formar una sal más agua, como se muestra en la ▼ **FIGURA 2.20**:

$$\text{Óxido metálico} + \text{ácido} \longrightarrow \text{sal} + \text{agua}$$

$$NiO(s) + 2\ HNO_3(ac) \longrightarrow Ni(NO_3)_2(ac) + H_2O(l) \quad [2.11]$$

EJERCICIO RESUELTO 2.9 Óxidos metálicos

a) ¿Esperaría que el óxido de escandio fuera un sólido, un líquido o un gas, a temperatura ambiente? *b*) Escriba la ecuación química balanceada para la reacción de óxido de escandio con ácido nítrico.

SOLUCIÓN

Análisis y estrategia Se nos pregunta sobre una propiedad física del óxido de escandio (su estado a temperatura ambiente) y sobre una propiedad química (cómo reacciona con ácido nítrico).

Solución

a) Como el óxido de escandio es el óxido de un metal, esperaríamos que fuera un sólido iónico. De hecho lo es, con un punto de fusión muy alto de 2485 °C.

b) En sus compuestos, el escandio tiene una carga 3+, Sc^{3+}; el ion óxido es O^{2-}. Como consecuencia, la fórmula del óxido de escandio es Sc_2O_3. Los óxidos metálicos tienden a ser básicos y, por lo tanto, a reaccionar con ácidos para formar una sal más agua. En este caso, la sal es nitrato de escandio, $Sc(NO_3)_3$. La ecuación química balanceada es

$$Sc_2O_3(s) + 6\ HNO_3(ac) \longrightarrow 2\ Sc(NO_3)_3(ac) + 3\ H_2O(l)$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Escriba la ecuación química balanceada para la reacción entre el óxido de cobre (II) y el ácido sulfúrico.

Respuesta: $CuO(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow CuSO_4(ac) + H_2O(l)$

No metales

Los no metales pueden ser sólidos, líquidos o gases. No son brillantes y, en general, son malos conductores del calor y la electricidad. Sus puntos de fusión son más bajos que los correspondientes a los metales (aunque el diamante, una forma del carbono, se funde a 3570 °C).

Óxido de níquel(II) (NiO), ácido nítrico (HNO_3) y agua

El NiO es insoluble en agua, pero reacciona con HNO_3 con lo que se obtiene una disolución verde de la sal $Ni(NO_3)_2$

◄ **FIGURA 2.20 Los óxidos metálicos reaccionan con ácidos.** El NiO no se disuelve en agua, pero reacciona con ácido nítrico (HNO_3), con lo que se obtiene una disolución verde de $Ni(NO_3)_2$.

▲ **FIGURA 2.21 El azufre, conocido en la Edad Media como "piedra sulfúrea" es un no metal.**

En condiciones ordinarias, existen siete no metales como moléculas diatómicas. Cinco de ellos son gases (H_2, N_2, O_2, F_2 y Cl_2), uno es un líquido (Br_2), y uno más es un sólido volátil (I_2). Si excluimos a los gases nobles, los no metales restantes son sólidos que pueden ser duros, como el diamante, o blandos, como el azufre (◀ **FIGURA 2.21**).

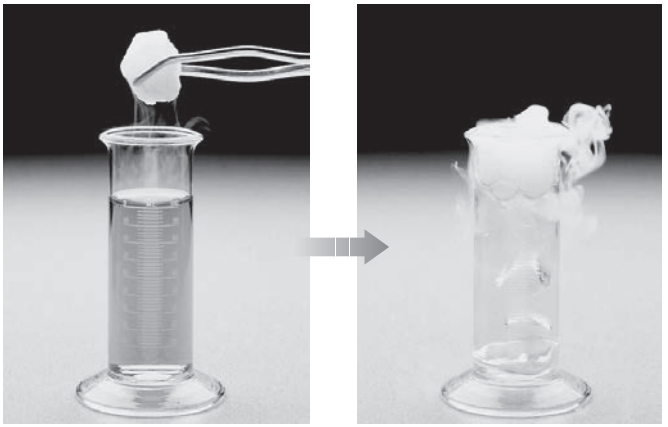
Debido a sus afinidades electrónicas negativas relativamente grandes, los no metales tienden a ganar electrones cuando reaccionan con metales. Por ejemplo, la reacción del aluminio con bromo produce el compuesto iónico bromuro de aluminio,

$$2\ Al(s) + 3\ Br_2(l) \longrightarrow 2\ AlBr_3(s) \qquad [2.12]$$

Un no metal generalmente ganará suficientes electrones para llenar su subcapa más externa ocupada *p*, para dar una configuración electrónica de gas noble. Por ejemplo, el átomo de bromo gana un electrón para llenar su subcapa 4*p*:

$$Br\ ([Ar]4s^2 3d^{10} 4p^5) + e^- \Rightarrow Br^-\ ([Ar]4s^2 3d^{10} 4p^6)$$

Los compuestos formados únicamente por no metales, por lo general, son sustancias moleculares que tienden a ser gases, líquidos o sólidos, de bajo punto de fusión, a temperatura ambiente. Como ejemplos se incluyen los hidrocarburos comunes que usamos como combustibles (metano, CH_4; propano C_3H_8; octano, C_8H_{18}) y los gases HCl, NH_3 y H_2S. Muchos medicamentos son moléculas compuestas de C, H, N, O y otros no metales. Por ejemplo, la fórmula molecular para el Celebrex es $C_{17}H_{14}F_3N_3O_2S$. *La mayoría de los óxidos no metálicos son ácidos*, lo que significa que al disolverse en agua reaccionan para formar ácidos:



▲ **FIGURA 2.22 Reacción de CO_2 con agua que contiene un indicador azul de bromotimol.** Inicialmente, el color azul nos indica que el agua es ligeramente básica. Cuando se agrega un trozo de dióxido de carbono sólido ("hielo seco", figura a la izquierda), el color cambia a amarillo (figura a la derecha), lo que indica que se trata de una disolución ácida. El humo se debe a las gotas de agua en el aire que se condensan por medio del frío gas CO_2.

Óxido no metálico + agua ⟶ ácido

$$CO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow H_2CO_3(ac) \qquad [2.13]$$

$$P_4O_{10}(s) + 6\ H_2O(l) \longrightarrow 4\ H_3PO_4(ac) \qquad [2.14]$$

La reacción del dióxido de carbono con agua (▶ **FIGURA 2.22**) explica la acidez del agua carbonatada y, hasta cierto punto, la del agua de lluvia. Como el azufre está presente en el petróleo y el carbón, su combustión produce dióxido y trióxido de azufre. Estas sustancias se disuelven en agua para producir *lluvia ácida*, un problema de contaminación importante en muchas partes del mundo. Al igual que los ácidos, la mayoría de los óxidos no metálicos se disuelven en soluciones básicas para formar una sal más agua:

Óxido no metálico + base ⟶ sal + agua

$$CO_2(g) + 2\ NaOH(ac) \longrightarrow Na_2CO_3(ac) + H_2O(l) \qquad [2.15]$$

PIÉNSELO UN POCO

Un compuesto ACl_3 (A es un elemento) tiene un punto de fusión de −112 °C. ¿Esperaría que el compuesto fuera una sustancia molecular o iónica? Si se le dijera que el elemento A es escandio (Sc) o fósforo (P), ¿cuál pensaría que sería la opción más probable?

EJERCICIO RESUELTO 2.10 Óxidos no metálicos

Escriba las ecuaciones químicas balanceadas para las reacciones de dióxido de selenio sólido con *a*) agua, *b*) hidróxido de sodio acuoso.

SOLUCIÓN

Análisis y estrategia Primero vemos que el selenio (Se) es un no metal. Por lo tanto, debemos escribir ecuaciones químicas para la reacción de un óxido no metálico, primero con agua y luego con una base, NaOH. Los óxidos no metálicos son ácidos y reaccionan con agua para formar un ácido, y con bases para formar una sal y agua.

Solución

a) La reacción del dióxido de selenio con agua es como la del dióxido de carbono (ecuación 2.13):

$$SeO_2(s) + H_2O(l) \longrightarrow H_2SeO_3(ac)$$

(No importa que el SeO_2 sea un sólido y el CO_2 un gas en condiciones ambientales; lo importante es que ambos son óxidos no metálicos solubles en agua).

b) La reacción con hidróxido de sodio es como la reacción resumida por la ecuación 2.15:

$$SeO_2(s) + 2\,NaOH(ac) \longrightarrow Na_2SeO_3(ac) + H_2O(l)$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Escriba la ecuación química balanceada para la reacción de hexaóxido de tetrafósforo con agua.

Respuesta: $P_4O_6(s) + 6\,H_2O(l) \longrightarrow 4\,H_3PO_3(ac)$

Metaloides

Los metaloides tienen propiedades intermedias entre las de los metales y las de los no metales. Pueden tener *algunas* propiedades metálicas características pero carecer de otras. Por ejemplo, el silicio *parece* un metal (▶ **FIGURA 2.23**), pero es quebradizo en lugar de maleable y no conduce el calor y la electricidad tan bien como los metales. Los compuestos de metaloides pueden tener características tanto de compuestos metálicos como de no metálicos.

Varios metaloides, en especial el silicio, son semiconductores eléctricos y son los principales elementos utilizados en la fabricación de circuitos integrados y chips de computadoras. Una de las razones por las que los metaloides como el silicio pueden utilizarse en circuitos integrados es que su conductividad eléctrica es intermedia entre la de los metales y la de los no metales. El silicio muy puro es un aislante eléctrico, pero su conductividad puede aumentar considerablemente por la adición de impurezas específicas llamadas *dopantes*. Esta modificación ofrece un mecanismo para controlar la conductividad eléctrica a través del manejo de la composición química.

▲ **FIGURA 2.23 Silicio elemental.** Aunque parece un metal, el silicio es un metaloide, es quebradizo y no es un buen conductor del calor ni la electricidad.

2.8 COMPORTAMIENTO DE METALES DE LOS GRUPOS 1A Y 2A

Como hemos visto, los elementos de un grupo poseen similitudes generales. Sin embargo, también existen tendencias cuando nos movemos a través de un grupo. Con apoyo de la tabla periódica y de nuestro conocimiento sobre configuraciones electrónicas, analizaremos la química de los **metales alcalinos** y de los **metales alcalinotérreos**.

Grupo 1A: Metales alcalinos

Los metales alcalinos son sólidos metálicos blandos (▶ **FIGURA 2.24**). Todos tienen propiedades metálicas características como brillo metálico plateado y altas conductividades térmicas y eléctricas. El nombre *alcalino* proviene de una palabra árabe que significa "cenizas". Los primeros químicos aislaron muchos compuestos del sodio y el potasio, dos metales alcalinos, a partir de las cenizas de la madera.

Como se muestra en la ▼ **TABLA 2.5** los metales alcalinos tienen bajas densidades y puntos de fusión, y estas propiedades varían de forma bastante regular al aumentar el número atómico. Vemos las tendencias habituales a medida que avanzamos por el grupo, como aumentar el radio atómico y disminuir la primera energía de ionización. El metal alcalino de un periodo dado tiene el más bajo valor de I_1 en este (figura 2.13), lo que refleja la relativa facilidad con la que su electrón *s* exterior se puede eliminar. Como resultado, los metales alcalinos son muy reactivos, ya que fácilmente pierden un electrón para formar iones con una carga 1+.

▲ **FIGURA 2.24 El sodio, como los otros metales alcalinos, es bastante suave como para poderse cortar con un cuchillo.**

TABLA 2.5 • Algunas propiedades de los metales alcalinos

Elemento	Configuración electrónica	Punto de fusión (°C)	Densidad (g/cm^3)	Radio atómico (Å)	I_1 (kJ/mol)
Litio	$[He]2s^1$	181	0.53	1.34	520
Sodio	$[Ne]3s^1$	98	0.97	1.54	496
Potasio	$[Ar]4s^1$	63	0.86	1.96	419
Rubidio	$[Kr]5s^1$	39	1.53	2.11	403
Cesio	$[Xe]6s^1$	28	1.88	2.25	376

Los metales alcalinos existen en la naturaleza solo como compuestos. El sodio y el potasio son relativamente abundantes en la corteza terrestre, en el agua de mar y en los sistemas biológicos, generalmente como los cationes de compuestos iónicos. Los metales alcalinos se combinan directamente con la mayoría de los no metales. Por ejemplo, reaccionan con el hidrógeno para formar hidruros y con el azufre para formar sulfuros:

$$2\,M(s) + H_2(g) \longrightarrow 2\,MH(s) \quad [2.16]$$

$$2\,M(s) + S(s) \longrightarrow M_2S(s) \quad [2.17]$$

donde M representa cualquiera de los metales alcalinos. En los hidruros de los metales alcalinos (LiH, NaH, entre otros), el hidrógeno se presenta como H^-, conocido como **ion hidruro**. Este ion, el cual es un átomo de hidrógeno que ha *ganado* un electrón, es diferente del ion hidrógeno, H^+, que se forma cuando un átomo de hidrógeno *pierde* su electrón.

Los metales alcalinos reaccionan vigorosamente con agua, para producir gas hidrógeno y una disolución de hidróxido del metal:

$$2\,M(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow 2\,MOH(ac) + H_2(g) \quad [2.18]$$

Estas reacciones son muy exotérmicas. En muchos casos se genera suficiente calor para encender al H_2 y producir fuego o, en otras ocasiones, incluso una explosión (▼ **FIGURA 2.25**). Esta reacción es más violenta para los metales alcalinos pesados, de acuerdo con sus energías bajas de ionización.

Las reacciones entre los metales alcalinos y el oxígeno son más complejas. Generalmente se forman óxidos metálicos que contienen al ion O^{2-}:

$$4\,Li(s) + O_2(g) \longrightarrow \underset{\text{óxido de litio}}{2\,Li_2O(s)} \quad [2.19]$$

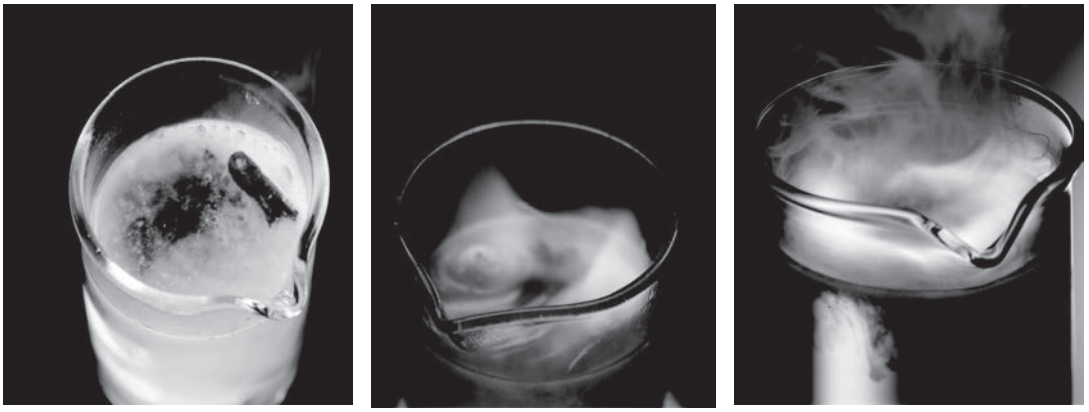
Cuando se disuelven en agua, el Li_2O y otros óxidos metálicos solubles forman iones de hidróxido a partir de la reacción de iones O^{2-} con H_2O (ecuación 2.10). En cambio, los demás metales alcalinos reaccionan con oxígeno formando *peróxidos* metálicos, los cuales contienen al ion O_2^{2-}.

$$2\,Na(s) + O_2(g) \longrightarrow \underset{\text{peróxido de sodio}}{Na_2O_2(s)} \quad [2.20]$$

El potasio, el rubidio y el cesio también forman compuestos que contienen al ion O_2^-, al que llamamos *ion superóxido*. Por ejemplo, el potasio forma superóxido de potasio, KO_2:

$$K(s) + O_2(g) \longrightarrow \underset{\text{superóxido de potasio}}{KO_2(s)} \quad [2.21]$$

Observe que las reacciones que muestran las ecuaciones 2.20 y 2.21 son de cierto modo sorprendentes; en la mayoría de los casos, la reacción de oxígeno con un metal forma el óxido metálico.



Li Na K

▲ **FIGURA 2.25** **Los metales alcalinos reaccionan vigorosamente con agua.**

Li Na K

▲ **FIGURA 2.26 Colocados en una flama, los iones de metal alcalino emiten luz de una longitud de onda característica (Li, rojo; Na, amarillo; K, lila).**

Los metales alcalinos son extremadamente reactivos frente al agua y el oxígeno. Debido a esto, los metales se almacenan sumergidos en un hidrocarburo líquido, como el aceite mineral o el queroseno.

Aunque los iones de metales alcalinos son incoloros, cada uno emite un color característico cuando se coloca en una flama (▲ **FIGURA 2.26**). Los iones de metales alcalinos se reducen a átomos metálicos gaseosos en la región central de la flama. La elevada temperatura de la flama excita entonces al electrón de valencia hacia un orbital de mayor energía, ocasionando que el átomo se encuentre en un estado excitado. Después, el átomo emite energía en forma de luz visible cuando el electrón regresa al orbital de menor energía, y el átomo vuelve a su estado basal. La luz emitida está en una longitud de onda específica para cada elemento. La emisión amarilla característica del sodio es la base para las lámparas de vapor de sodio (▶ **FIGURA 2.27**).

PIÉNSELO UN POCO

El cesio metálico tiende a ser el más reactivo de los metales alcalinos estables (el francio, elemento número 87, es radiactivo y aún no se ha estudiado a profundidad). ¿Cuál de las propiedades *atómicas* del Cs es la principal responsable de su gran reactividad?

IMAGINE

Si tuviéramos lámparas de vapor de potasio, ¿de qué color serían?

▲ **FIGURA 2.27 La característica luz amarilla de una lámpara de sodio es el resultado de electrones en el orbital 3*p* de alta energía cayendo a orbitales 3*s* de baja energía.** La energía de brecha corresponde a la energía de la luz amarilla.

EJERCICIO RESUELTO 2.11 Reacciones de un metal alcalino

Escriba una ecuación balanceada que prediga la reacción del cesio metálico con *a*) $Cl_2(g)$, *b*) $H_2O(l)$, *c*) $H_2(g)$.

SOLUCIÓN

Análisis y estrategia Debido a que el cesio es un metal alcalino, esperamos que su química se encuentre dominada por la oxidación del metal a iones Cs^+. Además, vemos que el Cs está muy abajo en la tabla periódica, lo que significa que estará entre los más activos de todos los metales y que, probablemente, reaccionará con las tres sustancias listadas.

Solución La reacción entre el Cs y el Cl_2 es una sencilla combinación entre los dos elementos, un metal y un no metal, para formar el compuesto iónico CsCl:

$$2\,Cs(s) + Cl_2(g) \longrightarrow 2\,CsCl(s)$$

De las ecuaciones 2.18 y 2.16, predecimos las reacciones del cesio con el agua y el hidrógeno, como se muestra a continuación:

$$2\,Cs(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow 2\,CsOH(ac) + H_2(g)$$
$$2\,Cs(s) + H_2(g) \longrightarrow 2\,CsH(s)$$

Las tres reacciones son rédox donde el cesio forma un ion Cs^+ en el producto. Los iones Cl^-, OH^- y H^- son iones $1-$, lo que significa que los productos finales tienen una estequiometría 1:1 con el Cs^+.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Escriba una ecuación balanceada para la reacción entre el metal potasio y el azufre elemental.

Respuesta: $2\,K(s) + S(s) \longrightarrow K_2S(s)$

LA QUÍMICA Y LA VIDA

EL SORPRENDENTE DESARROLLO DE LOS FÁRMACOS CON LITIO

Los iones de los metales alcalinos tienden a desempeñar una función poco interesante en la mayoría de las reacciones químicas. Como hemos vimos, todas las sales de los iones de los metales alcalinos son solubles y los iones son espectadores en la mayoría de las reacciones acuosas (con excepción de las que involucran metales alcalinos en su forma elemental, como en las ecuaciones 2.16 a 2.21). Sin embargo, estos iones desempeñan una función importante en la fisiología humana. Por ejemplo, los iones sodio y potasio son los componentes principales del plasma sanguíneo y del fluido intracelular, respectivamente, en concentraciones promedio de 0.1 *M*. Estos electrolitos actúan como portadores de cargas vitales en la función celular normal. En contraste, el ion litio (Li^+) no tiene una función conocida en la fisiología humana normal. Sin embargo, desde el descubrimiento del litio en 1817, se ha pensado que las sales de este elemento poseen poderes curativos casi místicos. Incluso hay afirmaciones de que los iones litio eran un componente en las fórmulas antiguas de la "fuente de la juventud". En 1927, C.L. Grigg empezó a comercializar una bebida que contenía litio. El original pero extenso nombre de la bebida era "Bib-Label Lithiated Lemon-Lime Soda", el cual pronto se cambió al más sencillo y conocido nombre Seven Up® (► **FIGURA 2.28**).

Debido a las preocupaciones que manifestaba la Administración de Alimentos y Fármacos de Estados Unidos (Food and Drug Administration, FDA), se eliminó el litio del Seven Up® a principios de la década de 1950. Casi al mismo tiempo, los psiquiatras descubrieron que el ion litio tiene un efecto terapéutico notable sobre el desorden mental conocido como *desorden afectivo bipolar* o *enfermedad maniaco-depresiva*. Más de un millón de estadounidenses padecen esta psicosis, con la que experimentan cambios de ánimo severos, desde una depresión profunda hasta euforia maniaca. El ion litio aminora estos cambios de ánimo y permite a los pacientes bipolares desenvolverse de forma más efectiva en la vida diaria.

La acción antipsicótica del Li^+ se descubrió por accidente a finales de la década de 1940 por el psiquiatra australiano John Cade, quien investigaba el uso del ácido úrico —un componente de la orina—, para tratar la enfermedad maniaco-depresiva. Cade administró el ácido a animales maniacos de laboratorio en la forma de su sal más soluble, urato de litio, y descubrió que muchos de los síntomas maniacos parecían desaparecer. Estudios posteriores mostraron que el ácido úrico no desempeña ninguna función en los efectos terapéuticos observados; en cambio, los iones Li^+, eran los responsables. Debido a que una sobredosis de litio puede ocasionar efectos secundarios severos en los humanos, incluyendo falla renal y la muerte, las sales de litio no fueron aprobadas como fármacos antipsicóticos para su consumo en humanos sino hasta 1970. En la actualidad, el Li^+ se administra usualmente de manera oral en la forma de Li_2CO_3, que es el componente activo de fármacos prescritos como el Eskalith®. Los fármacos con litio son efectivos en alrededor de 70% de los pacientes bipolares que lo toman.

En esta época de diseño de fármacos avanzados y biotecnología, el sencillo ion litio sigue siendo el tratamiento más efectivo para este desorden psicológico destructivo. Es sorprendente que a pesar de las intensas investigaciones, los científicos aún no comprenden por completo la acción bioquímica del litio que da lugar a sus efectos terapéuticos. Debido a sus similitudes con el ion Na^+, el ion Li^+ se incorpora al plasma sanguíneo, donde puede afectar el comportamiento de las células nerviosas y musculares. Como el ion Li^+ tiene un radio más pequeño que el ion Na^+ (figura 2.11), la forma en que el Li^+ interactúa con las moléculas de las células humanas es distinta a la manera en que el Na^+ interactúa con las moléculas. Otros estudios indican que el Li^+ altera la función de ciertos neurotransmisores, lo cual podría ocasionar su efectividad como fármaco antipsicótico.

▲ **FIGURA 2.28** **No más litio.** El refresco 7Up® contenía en un principio una sal de litio que aseguraba dar a la bebida beneficios para la salud, incluyendo "¡abundante energía, entusiasmo, cutis más claro, cabello lustroso y ojos brillantes!". El litio se eliminó de la bebida a principios de la década de 1950, casi al mismo tiempo en que se descubrió la acción antipsicótica del Li^+.

Grupo 2A: Metales alcalinotérreos

Al igual que los metales alcalinos, todos los elementos del grupo 2A son sólidos a temperatura ambiente y tienen propiedades metálicas típicas (▼ **TABLA 2.6**). En comparación con los metales alcalinos, los alcalinotérreos son más duros y densos, y se funden a temperaturas más elevadas.

Las primeras energías de ionización de los elementos alcalinotérreos son bajas, pero no tanto como las de los metales alcalinos. Como consecuencia, los metales alcalinotérreos son menos reactivos que sus vecinos, los metales alcalinos. La facilidad con la que los elementos

TABLA 2.6 • Algunas propiedades de los metales alcalinotérreos

Elemento	Configuración electrónica	Punto de fusión (°C)	Densidad (g/cm^3)	Radio atómico (Å)	I_1 (kJ/mol)
Berilio	$[He]2s^2$	1287	1.85	0.90	899
Magnesio	$[Ne]3s^2$	650	1.74	1.30	738
Calcio	$[Ar]4s^2$	842	1.55	1.74	590
Estroncio	$[Kr]5s^2$	777	2.63	1.92	549
Bario	$[Xe]6s^2$	727	3.51	1.98	503

pierden electrones disminuye cuando nos movemos a través de la tabla periódica de izquierda a derecha, y aumenta cuando descendemos por un grupo. Por lo tanto, el berilio y el magnesio, los miembros más ligeros de los metales alcalinotérreos, son los menos reactivos.

La tendencia de reactividad creciente dentro del grupo se manifiesta por la forma en que los metales alcalinotérreos se comportan en presencia de agua. El berilio no reacciona con el agua ni con el vapor de agua, ni siquiera cuando se le calienta al rojo vivo. El magnesio reacciona lentamente con agua líquida y más fácilmente con vapor:

$$Mg(s) + H_2O(g) \longrightarrow MgO(s) + H_2(g) \quad [2.22]$$

El calcio y los elementos debajo de este reaccionan fácilmente con el agua a temperatura ambiente (aunque con más lentitud que los metales alcalinos adyacentes a ellos en la tabla periódica). Por ejemplo, la reacción entre el calcio y el agua (▶ **FIGURA 2.29**) es

$$Ca(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(ac) + H_2(g) \quad [2.23]$$

Las reacciones representadas en las ecuaciones 2.22 y 2.23 ilustran el patrón dominante en la reactividad de los elementos alcalinotérreos: tienden a perder sus dos electrones externos *s* y a formar iones 2+. Por ejemplo, el magnesio reacciona con cloro a temperatura ambiente para formar $MgCl_2$ y arde en el aire con un brillo deslumbrante para producir MgO:

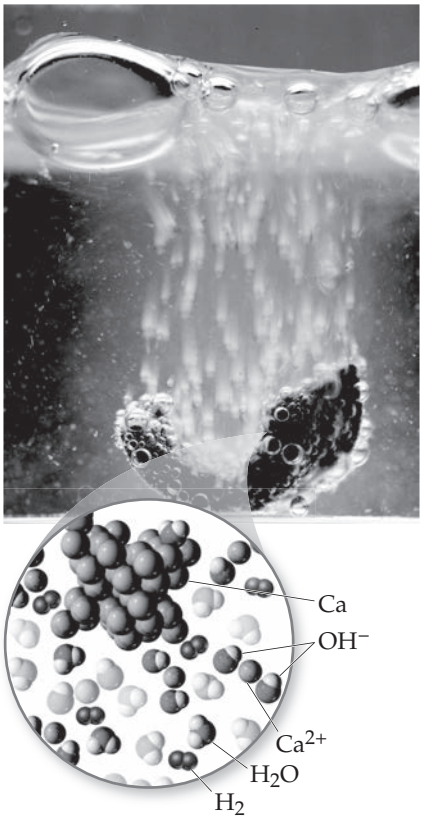
$$Mg(s) + Cl_2(g) \longrightarrow MgCl_2(s) \quad [2.24]$$

$$2\,Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow 2\,MgO(s) \quad [2.25]$$

En presencia de O_2, el metal magnesio está protegido de muchas sustancias químicas por un delgado recubrimiento superficial de MgO insoluble en agua. Por lo tanto, aun cuando el Mg se encuentra en una posición elevada de la serie de actividad, puede incorporarse en aleaciones estructurales ligeras que se utilizan; por ejemplo, en las ruedas de automóviles. Los metales alcalinotérreos más pesados (Ca, Sr y Ba) son incluso más reactivos con los no metales que el magnesio.

Los iones alcalinotérreos más pesados emiten colores característicos cuando se calientan en una flama de alta temperatura. Las sales de estroncio producen el color rojo brillante de los fuegos artificiales, y las sales de bario, el color verde.

Al igual que sus vecinos, sodio y potasio, el magnesio y el calcio son relativamente abundantes en la Tierra y en el agua de mar, y son esenciales para los organismos vivos como cationes en los compuestos iónicos. El calcio es particularmente importante para el crecimiento y el mantenimiento de huesos y dientes.



▲ **FIGURA 2.29 El calcio elemental reacciona con el agua.**

PIÉNSELO UN POCO

Con frecuencia, el carbonato de calcio, $CaCO_3$, se usa como suplemento del calcio dietario para la salud de los huesos. Aunque el $CaCO_3(s)$ es insoluble en agua, se puede tomar oralmente para permitir la liberación de los iones $Ca^{2+}(ac)$ al sistema músculo-esquelético. ¿Por qué es este el caso?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Con los temas vistos hasta el momento, conteste las siguientes preguntas correctamente.

1. ¿Cómo se relacionan el carácter metálico y la primera energía de ionización?
2. Es posible definir el *carácter metálico* como lo hacemos en este libro y basarlo en la reactividad del elemento y la facilidad con la que este pierde electrones. Alternativamente, uno podría medir qué tan buen conductor eléctrico es cada uno de los elementos para determinar qué tan "metálico" es. Sobre la base de la conductividad, no hay una tendencia clara en la tabla periódica: la plata es el metal más conductor y el manganeso es el menos conductor. Busque las primeras energías de ionización de la plata y del manganeso. ¿Cuál de estos dos elementos se consideraría como de mayor carácter metálico con base en la forma en que se define en este libro?
3. Al analizar este capítulo, un compañero dice: "Un elemento que comúnmente forma un catión es un metal". ¿Está de acuerdo o en desacuerdo? Explique su respuesta.
4. Al analizar este capítulo, un compañero dice: "Puesto que los elementos que forman cationes son metales y los elementos que forman aniones son no metales,

los elementos que no forman iones son metaloides". ¿Está de acuerdo o en desacuerdo? Explique su respuesta.

5. Con base en su razonamiento para contestar las preguntas anteriores, escriba brevemente, en una síntesis de media cuartilla, qué es lo que "hace" a un metal.

2.9 COMPORTAMIENTO DE NO METALES DE USO COMÚN

Hidrógeno

El hidrógeno, primer elemento de la tabla periódica, tiene una configuración electrónica $1s^1$, por lo cual su posición usual en la tabla periódica es arriba de los metales alcalinos. Sin embargo, el hidrógeno en realidad no pertenece a ningún grupo en particular. A diferencia de los metales alcalinos, es un no metal que se presenta como un gas diatómico incoloro, $H_2(g)$, en casi todas las condiciones.

Debido a la completa ausencia de protección nuclear de su único electrón, la energía de ionización del hidrógeno, 1312 kJ/mol, es más del doble que la de cualquier metal alcalino. De hecho, la energía de ionización del hidrógeno se compara con los valores I_1 de otros no metales, tales como el oxígeno y el cloro. Como resultado, el hidrógeno no pierde su electrón de valencia tan fácilmente como los metales alcalinos. En vez de ello, comparte su electrón con no metales, por lo que forma compuestos moleculares. La reacción entre el hidrógeno y otros no metales puede ser bastante exotérmica, como se hace evidente en la reacción de combustión entre el hidrógeno y el oxígeno para formar agua:

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(l) \qquad \Delta H^\circ = -571.7\ \text{kJ} \qquad [2.26]$$

Como vimos anteriormente, el hidrógeno reacciona con metales activos para formar hidruros metálicos sólidos que contienen al ion hidruro, H^-. El hecho de que el hidrógeno puede ganar un electrón revela que en realidad no es un miembro de la familia de los metales alcalinos. De hecho, en términos de la reactividad química, el hidrógeno tiene más parecido con los halógenos que con los metales alcalinos.

Además de su habilidad para formar enlaces covalentes e hidruros metálicos, probablemente la característica más importante del hidrógeno sea su habilidad para perder su electrón y formar un catión. De hecho, la química acuosa del hidrógeno es dominada por el ion $H^+(ac)$.

Grupo 6A: El grupo del oxígeno

Al recorrer hacia abajo el grupo 6A, existe un cambio de carácter no metálico a metálico (figura 2.17). El oxígeno, el azufre y el selenio son no metales típicos. El telurio es un metaloide y el polonio, que es radiactivo y muy raro, es un metal. El oxígeno a temperatura ambiente es un gas incoloro; todos los demás miembros del grupo 6A son sólidos. Algunas de las propiedades físicas de los elementos del grupo 6A se presentan en la ▼ TABLA 2.7.

Recordemos que el oxígeno se encuentra en dos formas moleculares, O_2 y O_3. Ya que el O_2 es la forma más común, por lo general las personas se refieren a O_2 como "oxígeno", aunque el nombre *dioxígeno* es más descriptivo. A la forma O_3 se le llama **ozono**. Las dos formas del oxígeno son ejemplos de *alótropos* definidos como formas diferentes del mismo elemento en el mismo estado. (En este caso, ambas formas son gases). Aproximadamente el

TABLA 2.7 • Algunas propiedades de los elementos del grupo 6A

Elemento	Configuración electrónica	Punto de fusión (°C)	Densidad	Radio atómico (Å)	I_1 (kJ/mol)
Oxígeno	$[He]2s^2 2p^4$	−218	1.43 g/L	0.73	1314
Azufre	$[Ne]3s^2 3p^4$	115	1.96 g/cm^3	1.02	1000
Selenio	$[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^4$	221	4.82 g/cm^3	1.16	941
Telurio	$[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^4$	450	6.24 g/cm^3	1.35	869
Polonio	$[Xe]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^4$	254	9.20 g/cm^3	—	812

21% del aire seco consta de moléculas de O_2. El ozono está presente en cantidades muy pequeñas en la atmósfera superior y en el aire contaminado. También se forma a partir de O_2 en descargas como las tormentas eléctricas.

$$3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ O_3(g) \qquad \Delta H^\circ = 284.6\ \text{kJ} \qquad [2.27]$$

Esta reacción es extremadamente endotérmica, lo que nos indica que el O_3 es menos estable que el O_2.

Aunque tanto el O_2 como el O_3 son incoloros, por lo cual no absorben luz visible, el O_3 absorbe ciertas longitudes de onda de luz ultravioleta que el O_2 no puede. Debido a esa diferencia, la presencia del ozono en la atmósfera superior es benéfica, ya que filtra la luz UV dañina. El ozono y el dioxígeno tienen también propiedades químicas diferentes. El ozono, de olor acre, es un poderoso agente oxidante. Debido a esta propiedad, en ocasiones se agrega ozono al agua para exterminar las bacterias o se utiliza en bajas concentraciones para purificar aire. Sin embargo, la reactividad del ozono también hace que su presencia en el aire contaminado cerca de la superficie de la Tierra sea perjudicial para la salud de los humanos.

El oxígeno tiene una gran tendencia a atraer electrones de otros elementos (para *oxidarlos*). El oxígeno en combinación con un metal casi siempre está presente como ion óxido, O^{2-}. Este ion tiene una configuración electrónica de gas noble y es muy estable. Como se muestra en la ecuación 2.26, la formación de óxidos no metálicos es con frecuencia muy exotérmica y, por lo tanto, energéticamente favorable.

En nuestra explicación de los metales alcalinos, mencionamos dos aniones del oxígeno menos comunes, el ion peróxido (O_2^{2-}) y el ion superóxido (O_2^-). Con frecuencia, los compuestos de estos iones reaccionan con ellos mismos para producir un óxido y O_2.

$$2\ H_2O_2(ac) \longrightarrow 2\ H_2O(l) + O_2(g) \qquad \Delta H^\circ = -196.1\ \text{kJ} \qquad [2.28]$$

Por esta razón, las botellas de peróxido de hidrógeno acuoso están selladas con tapas que pueden liberar el $O_2(g)$ producido antes de que la presión dentro de la botella sea demasiado grande (▶ **FIGURA 2.30**).

▲ **FIGURA 2.30 Disolución de peróxido de hidrógeno en botellas con tapas ventiladas.**

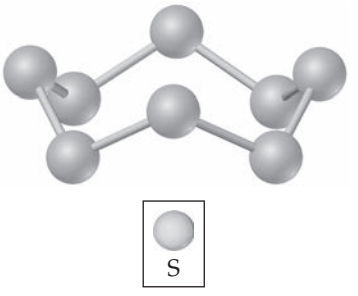
PIÉNSELO UN POCO

El peróxido de hidrógeno es sensible a la luz, por lo que se almacena en botellas de color marrón debido a que su enlace O—O es relativamente débil. Si suponemos que la botella marrón absorbe todas las longitudes de onda visibles de la luz, ¿cómo podría estimar la energía del enlace O—O en el peróxido de hidrógeno?

Después del oxígeno, el miembro más importante del grupo 6A es el azufre. Este elemento también existe en diversas formas alotrópicas, de las cuales la más común y estable es el sólido amarillo, cuya fórmula molecular es S_8. Esta molécula consiste en un anillo con ocho miembros de átomos de azufre (▶ **FIGURA 2.31**). Aun cuando el azufre sólido consta de anillos S_8, por lo general, en las ecuaciones químicas se escribe simplemente como $S(s)$ para simplificar los coeficientes estequiométricos.

Al igual que el oxígeno, el azufre tiende a ganar electrones de otros elementos para formar sulfuros, que contienen al ion S^{2-}. De hecho, casi todo el azufre presente en la naturaleza se encuentra en forma de sulfuros metálicos. El azufre se ubica en la tabla periódica debajo del oxígeno y la tendencia del azufre para formar aniones sulfuro no es tan grande como la del oxígeno para formar iones óxido. Como resultado, la química del azufre es más compleja que la del oxígeno. De hecho, el azufre y sus compuestos (incluso aquellos que se encuentran en el carbón y el petróleo) pueden hacer combustión en presencia de oxígeno. El producto principal es el dióxido de azufre, un contaminante importante:

$$S(s) + O_2(g) \longrightarrow SO_2(g) \qquad [2.29]$$



▲ **FIGURA 2.31 El azufre elemental existe como la molécula S_8.** A temperatura ambiente es la forma alotrópica más común del azufre.

Debajo del azufre en el grupo 6A está el selenio, Se. Este elemento relativamente raro es esencial, en trazas, para la vida, aunque es tóxico en dosis elevadas. Hay muchas formas alotrópicas de Se, incluyendo varias estructuras de anillo de ocho miembros que se asemejan el anillo S_8.

El siguiente elemento en el grupo es telurio, Te. Su estructura elemental es incluso más compleja que la del Se, que consiste en largas cadenas torcidas de enlaces Te—Te. Tanto Se como Te favorecen el estado de oxidación -2, al igual que O y S.

De O a S y de Se a Te, los elementos forman moléculas más y más grandes y cada vez más metálicas. La estabilidad térmica del grupo de compuestos 6A con hidrógeno disminuye hacia abajo en la columna: $H_2O > H_2S > H_2Se > H_2Te$, siendo H_2O, agua, el más estable de la serie.

Grupo 7A: Halógenos

Algunas de las propiedades de los elementos del grupo 7A, los **halógenos**, están dadas en la ▼ TABLA 2.8. El astato, que es extremadamente raro y radiactivo, se omite debido a que muchas de sus propiedades aún se desconocen.

TABLA 2.8 • Algunas propiedades de los halógenos

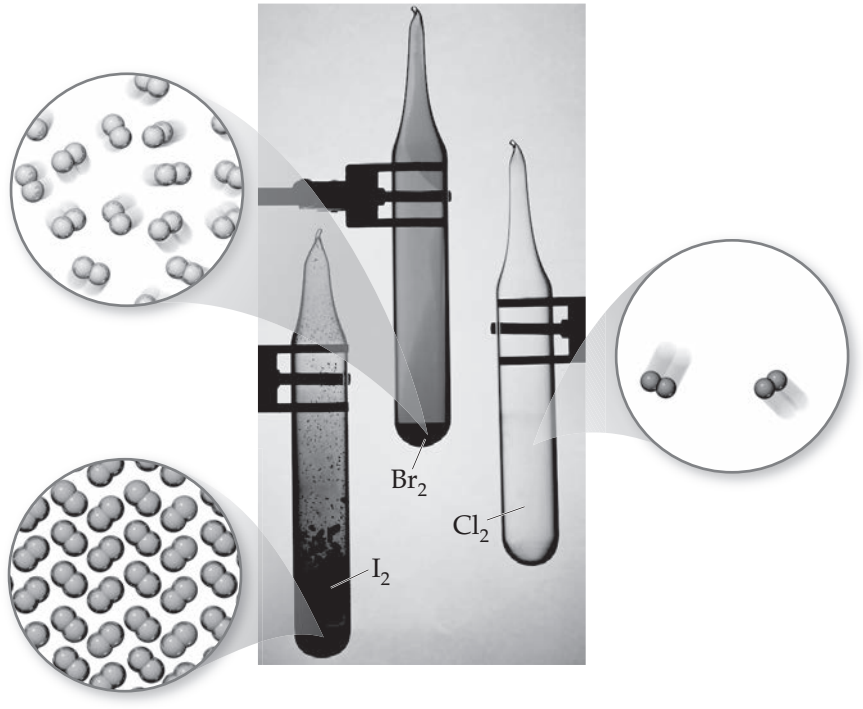
Elemento	Configuración electrónica	Punto de fusión (°C)	Densidad	Radio atómico (Å)	I_1 (kJ/mol)
Flúor	$[He]2s^2 2p^5$	−220	1.69 g/L	0.71	1681
Cloro	$[Ne]3s^2 3p^5$	−102	3.12 g/L	0.99	1251
Bromo	$[Ar]3d^{10} 4s^2 4p^5$	−7.3	3.12 g/cm^3	1.14	1140
Yodo	$[Kr]4d^{10} 5s^2 5p^5$	114	4.94 g/cm^3	1.33	1008

A diferencia de los elementos del grupo 6A, todos los halógenos son no metales típicos. Sus puntos de fusión y ebullición se incrementan con el aumento del número atómico. El flúor y el cloro son gases a temperatura ambiente, el bromo es un líquido y el yodo, un sólido. Cada elemento consiste en moléculas diatómicas: F_2, Cl_2, Br_2 y I_2 (▼ FIGURA 2.32).

PIÉNSELO UN POCO

Los halógenos no existen como moléculas X_8 como el azufre y el selenio. ¿Podría explicar por qué?

Los halógenos tienen afinidades electrónicas altamente negativas (figura 2.15). Por ello, no es sorprendente que la química de los halógenos esté dominada por su tendencia a ganar electrones de otros elementos para formar iones halogenuro, X^- (en muchas ecuaciones X se utiliza para indicar cualquiera de los elementos halógenos). El flúor y el cloro son más reactivos que el bromo y el yodo. De hecho, el flúor remueve los electrones de casi cualquier



► FIGURA 2.32 **Los halógenos elementales existen como moléculas diatómicas.**

sustancia con la que entra en contacto, incluso el agua, y por lo general lo hace de forma muy exotérmica, como en los ejemplos siguientes:

$$2\,H_2O(l) + 2\,F_2(g) \longrightarrow 4\,HF(ac) + O_2(g) \qquad \Delta H = -758.9\ \text{kJ} \qquad [2.30]$$

$$SiO_2(s) + 2\,F_2(g) \longrightarrow SiF_4(g) + O_2(g) \qquad \Delta H = -704.0\ \text{kJ} \qquad [2.31]$$

Como resultado, el flúor gaseoso es peligroso y difícil de utilizar en el laboratorio, por lo que se requiere equipo especial.

El cloro es el halógeno más útil industrialmente. En 2008, la producción total fue de 9525 millones de kilogramos, lo que lo convierte en la décima sustancia química más producida en Estados Unidos. A diferencia del flúor, el cloro reacciona de manera lenta con el agua para formar disoluciones acuosas relativamente estables de HCl y HClO (ácido hipocloroso):

$$Cl_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow HCl(ac) + HOCl(ac) \qquad [2.32]$$

Con frecuencia, el cloro se agrega al agua potable y a las albercas, donde el HClO(*ac*) que se genera sirve como desinfectante.

Los halógenos reaccionan directamente con la mayoría de los metales para formar halogenuros iónicos. De igual forma pueden reaccionar con hidrógeno para formar compuestos halogenuros de hidrógeno gaseosos:

$$H_2(g) + X_2 \longrightarrow 2\,HX(g) \qquad [2.33]$$

Estos compuestos son muy solubles en agua y se disuelven para formar los ácidos halogenhídricos. El HCl(*ac*), HBr(*ac*) y HI(*ac*) son ácidos fuertes, mientras que el HF(*ac*) es un ácido débil.

PIÉNSELO UN POCO

¿Podría utilizar los datos de la tabla 2.8 para proporcionar los estimados del radio atómico y la primera energía de ionización de un átomo de astato?

Grupo 8A: Gases nobles

Los elementos del grupo 8A, conocidos como **gases nobles**, son no metales que a temperatura ambiente son gases. Todos son *monoatómicos* (es decir, constan de un solo átomo en lugar de moléculas). Algunas propiedades físicas de los elementos de los gases nobles aparecen en la ▼ TABLA 2.9. La alta radiactividad del radón (Rn, número atómico 86) ha limitado el estudio de su química de reacción y algunas de sus propiedades.

Los gases nobles tienen llenas por completo las subcapas *s* y *p*. Todos los elementos del grupo 8A tienen las primeras energías de ionización grandes, y se puede apreciar la disminución esperada a medida que nos movemos hacia abajo en una columna. Debido a que lo gases nobles tienen estas configuraciones electrónicas estables, son excepcionalmente poco reactivos. De hecho, hasta principios de la década de 1960, a estos elementos se les conocía como *gases inertes*, debido a que se pensaba que eran incapaces de formar compuestos químicos. En 1962, Neil Bartlett, de la Universidad de British Columbia, pensó que la energía de ionización del Xe podría ser lo suficientemente baja para permitirle formar compuestos. Para que esto ocurriera, el Xe tendría que reaccionar con una sustancia con una gran capacidad de eliminar

TABLA 2.9 • Algunas propiedades de los gases nobles

Elemento	Configuración electrónica	Punto de ebullición (K)	Densidad (g/L)	Radio atómico* (Å)	I_1 (kJ/mol)
Helio	$1s^2$	4.2	0.18	0.32	2372
Neón	$[He]2s^22p^6$	27.1	0.90	0.69	2081
Argón	$[Ne]3s^23p^6$	87.3	1.78	0.97	1521
Kriptón	$[Ar]3d^{10}4s^24p^6$	120	3.75	1.10	1351
Xenón	$[Kr]4d^{10}5s^25p^6$	165	5.90	1.30	1170
Radón	$[Xe]4f^{14}5d^{10}6s^26p^6$	211	9.73	1.45	1037

*Solo los más pesados de los elementos de los gases nobles forman compuestos químicos. Por lo tanto, los radios atómicos de los elementos de los gases nobles ligeros tienen valores estimados.

electrones de otras sustancias, como el flúor. Bartlett sintetizó el primer compuesto de un gas noble combinando Xe con el compuesto que contenía flúor, PtF_6. El xenón también reacciona directamente con $F_2(g)$ para formar los compuestos moleculares XeF_2, XeF_4 y XeF_6. El kriptón tiene un valor mayor de I_1 que el xenón, por lo que es menos reactivo. De hecho, solo se conoce un compuesto estable de kriptón, KrF_2. En 2000, científicos finlandeses informaron sobre la primera molécula neutra que contenía argón, de nombre HArF, la cual es estable solo a bajas temperaturas.

EJERCICIO DE INTEGRACIÓN RESUELTO **Conjunción de conceptos**

El elemento bismuto (Bi, número atómico 83) es el miembro más pesado del grupo 5A. Una sal del elemento, el subsalicilato de bismuto, es el componente activo del Pepto-Bismol®, un medicamento que se vende sin receta para combatir enfermedades gástricas.

a) Los radios atómicos covalentes del talio (Tl) y el plomo (Pb) son 1.48 Å y 1.47 Å, respectivamente. Utilizando estos valores y los de la figura 2.10, prediga el radio atómico covalente del bismuto elemental (Bi). Explique su respuesta.

b) ¿Cómo se explica el aumento general de los radios atómicos cuando descendemos por los elementos del grupo 5A?

c) Otro uso importante del bismuto es como componente de aleaciones metálicas de bajo punto de fusión, como las utilizadas en los sistemas de aspersión contra incendios y en tipografía. El elemento mismo es un sólido blanco cristalino quebradizo. ¿Cómo embonan estas características con el hecho de que el bismuto se encuentra en el mismo grupo periódico con elementos no metálicos como el nitrógeno y el fósforo?

d) El Bi_2O_3 es un óxido básico. Escriba una ecuación química balanceada para esta reacción con ácido nítrico diluido. Si se disuelven 6.77 g de Bi_2O_3 en una disolución ácida diluida, para formar 0.500 L de disolución, ¿cuál es la molaridad de la disolución del ion Bi^{3+}?

e) El ^{209}Bi es el isótopo estable más pesado de todos los elementos. ¿Cuántos protones y neutrones están presentes en este núcleo?

f) La densidad del Bi a 25 °C es 9.808 g/cm^3. ¿Cuántos átomos de Bi están presentes en un cubo del elemento que mide 5.00 cm por lado? ¿Cuántos moles del elemento están presentes?

SOLUCIÓN

a) Observe que existe una disminución gradual en el radio de los elementos de los grupos 3A a 5A cuando nos movemos a través del quinto periodo, es decir, en la serie In-Sn-Sb. Por lo tanto, es razonable esperar una disminución de aproximadamente 0.02 Å cuando nos movamos del Pb al Bi, lo que da un estimado de 1.45 Å. El valor tabulado es 1.46 Å.

b) El aumento general del radio, cuando se incrementa el número atómico de los elementos del grupo 5A, ocurre debido a las capas adicionales de electrones que se están añadiendo, con el correspondiente aumento de la carga nuclear. Los electrones centrales (internos) en cada caso protegen en gran medida a los electrones más externos del núcleo, por lo que la carga nuclear efectiva no varía mucho cuando se incrementa el número atómico. Sin embargo, el número cuántico principal, n, de los electrones más externos aumenta continuamente, con un incremento correspondiente en el radio de los orbitales.

c) El contraste entre las propiedades del bismuto y las del nitrógeno y el fósforo ilustra la regla general de que existe una tendencia hacia el aumento del carácter metálico conforme descendemos por un grupo dado. De hecho, el bismuto es un metal. El aumento en el carácter metálico se debe a que los electrones más externos se pierden con mayor facilidad cuando se forman enlaces, una tendencia que es consistente con la baja energía de ionización.

d) De acuerdo con los procedimientos para escribir ecuaciones moleculares y iónicas netas, tenemos las siguientes:

$$\textit{Ecuación molecular:} \quad Bi_2O_3(s) + 6\,HNO_3(ac) \longrightarrow 2\,Bi(NO_3)_3(ac) + 3\,H_2O(l)$$

$$\textit{Ecuación iónica neta:} \quad Bi_2O_3(s) + 6\,H^+(ac) \longrightarrow 2\,Bi^{3+}(ac) + 3\,H_2O(l)$$

En la ecuación iónica neta, el ácido nítrico es un ácido fuerte y el $Bi(NO_3)_3$ es una sal soluble, por lo que debemos mostrar solo la reacción del sólido con el ion hidrógeno para formar el ion $Bi^{3+}(ac)$ y agua. Para calcular la concentración de la disolución, procedemos de la siguiente forma:

$$\frac{6.77\text{ g } Bi_2O_3}{0.500\text{ L disoln}} \times \frac{1\text{ mol } Bi_2O_3}{466.0\text{ g } Bi_2O_3} \times \frac{2\text{ mol } Bi^{3+}}{1\text{ mol } Bi_2O_3} = \frac{0.0581\text{ mol } Bi^{3+}}{\text{L disoln}} = 0.0581\ M$$

e) El bismuto es el elemento 83; por lo tanto, hay 83 protones en el núcleo. Como el número de masa atómica es 209, hay 209 – 83 = 126 neutrones en el núcleo.
f) El volumen del cubo es $(5.00)^3\ cm^3 = 125\ cm^3$. Entonces tenemos

$$125\ cm^3\ Bi \times \frac{9.808\ g\ Bi}{1\ cm^3} \times \frac{1\ mol\ Bi}{209.0\ g\ Bi} = 5.87\ mol\ Bi$$

$$5.87\ mol\ Bi \times \frac{6.022 \times 10^{23}\ átomo\ Bi}{1\ mol\ Bi} = 3.53 \times 10^{24}\ átomos\ Bi$$

REFLEXIÓN

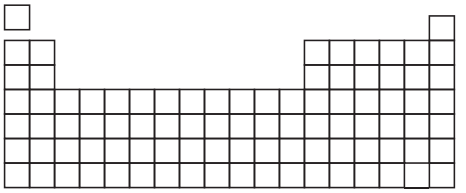
¿Comprendo las diferencias entre metales y no metales?
¿Deduzco el comportamiento de diversos elementos a partir de su posición en la tabla periódica?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Prediga si cada uno de los siguientes óxidos es iónico o molecular: SnO_2, Al_2O_3, CO_2, Li_2O, Fe_2O_3, H_2O. Explique las razones de sus elecciones.
2. *a*) ¿Qué significa el término *óxido ácido* y *óxido básico*? *b*) ¿Cómo podemos predecir si un óxido será ácido o básico, de acuerdo con su composición?
3. Organice los óxidos siguientes en orden creciente de acidez: CO_2, CaO, Al_2O_3, SO_3, SiO_2 y P_2O_5.
4. Se cree que el interior de los planetas Júpiter y Saturno contiene *hidrógeno metálico*: hidrógeno que se pone bajo presión tan tremenda que ya no existe en forma de moléculas de H_2, sino que existe como un sólido metálico extendido. Prediga qué propiedades podría tener el hidrógeno metálico comparado con el hidrógeno "normal" en términos de energía de primera ionización, tamaño atómico y reactividad.
5. Compare los elementos bromo y cloro con respecto a las siguientes propiedades: *a*) configuración electrónica, *b*) carga iónica más común, *c*) primera energía de ionización, *d*) reactividad con el agua, *e*) afinidad electrónica, *f*) radio atómico. Explique las diferencias entre los dos elementos.
6. Hasta principios de la década de 1960 los elementos del grupo 8A se conocían como gases inertes; antes de esa época se llamaban gases raros. El término *gases raros* se desechó después de descubrir que el argón representaba aproximadamente el 1% de la atmósfera de la Tierra. *a*) ¿Por qué se descartó el término *gases inertes*? *b*) ¿Qué descubrimiento provocó este cambio de nombre? *c*) ¿Con qué nombre se conoce a este grupo actualmente?

EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN

1. Elabore un diagrama sencillo en la forma del segmento principal de la tabla periódica, como el que se presenta a la derecha. *a*) Ignore al H y al He, y escriba una flecha recta que apunte del elemento con el radio atómico de enlace más pequeño hacia el elemento con el radio atómico de enlace más grande. *b*) Ignore al H y al He, y escriba una flecha recta que apunte desde el elemento con la primera energía de ionización más baja hasta el elemento con la primera energía de ionización más grande. *c*) ¿Qué observación importante puede hacer con respecto a las flechas que dibujó en los incisos *a*) y *b*)?



CARGA NUCLEAR EFECTIVA

2. Cada uno de los siguientes elementos es capaz de formar un ion en reacciones químicas. Consulte la tabla periódica y prediga la carga del ion más estable de cada uno: *a*) Mg, *b*) Al, *c*) K, *d*) S, *e*) F.

3. *a*) Los experimentos de Moseley sobre los rayos X emitidos desde los átomos condujeron al concepto de los números atómicos. ¿De dónde exactamente provienen estos rayos X? Dibuje un diagrama de niveles de energía para explicarlo. *b*) ¿Por qué las propiedades químicas y físicas de los elementos están más estrechamente relacionadas con el número atómico que con la masa atómica?

4. ¿Qué electrones experimentarán la carga nuclear efectiva más grande, los de la capa $n = 3$ del Ar o los de la capa $n = 3$ del Kr? ¿Cuáles estarán más cerca del núcleo? Explique su respuesta.

5. Clasifique los siguientes átomos en orden de carga nuclear efectiva creciente que experimentan los electrones en la capa electrónica $n = 3$: K, Mg, P, Rh y Ti. Explique el fundamento de su clasificación.

6. Los elementos del grupo 4A muestran un cambio interesante en las propiedades al recorrerlos de arriba hacia abajo. Escriba el nombre y el símbolo químico de cada elemento del grupo e indique si es no metal, metaloide o metal.

RADIOS ATÓMICOS Y IÓNICOS

7. *a*) Debido a que no es posible medir o calcular el límite exterior de un átomo, ¿cómo se determinan los radios atómicos? *b*) ¿Cuál es la diferencia entre un radio de enlace y uno no enlazante? *c*) Para un elemento dado, ¿cuál es más grande? *d*) Si un átomo libre reacciona para formar parte de una molécula, ¿diría que el átomo se hace más pequeño o más grande?

8. *a*) ¿Por qué la descripción mecánica cuántica de los átomos polielectrónicos dificulta la definición de un radio atómico preciso? *b*) Cuando los átomos no enlazados se aproximan entre sí, ¿cómo se determina qué tan cerca pueden aproximarse sus centros nucleares?

9. El tungsteno tiene el punto de fusión más alto de cualquier metal en la tabla periódica, 3422 °C. La distancia entre los átomos de W en cristal metálico es de 2.74 Å. *a*) ¿Cuál es el radio atómico de un átomo de tungsteno en este ambiente? (A este radio se le llama *radio metálico*). *b*) Si se pone metal de tungsteno a alta presión, prediga qué sucedería con la distancia entre los átomos de W.

10. De acuerdo con los radios presentados en la figura 2.10, prediga la distancia entre los átomos de Si en el silicio sólido. ¿Cómo se compara con la distancia entre los átomos de C en el diamante, el cual tiene la misma estructura que el silicio sólido?

11. Mediante el uso exclusivo de la tabla periódica, especifique cada conjunto de átomos en orden de radio creciente: *a*) Ba, Ca, Na; *b*) Sn, Sb, As; *c*) Al, Be, Si.

12. Identifique al menos dos iones que tienen las siguientes configuraciones electrónicas en estado fundamental: *a*) [Ar], *b*) [Ar] $3d^5$; *c*) [Kr] $5s^24d^{10}$.

13. Para cada uno de los siguientes conjuntos de átomos y iones, clasifique los miembros en orden de tamaño creciente: *a*) Se^{2-}, Te^{2-}, Se; *b*) Co^{3+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}; *c*) Ca, Ti^{4+}, Sc^{3+}; *d*) Be^{2+}, Na^{+}, Ne.

ENERGÍAS DE IONIZACIÓN; AFINIDADES ELECTRÓNICAS

14. Escriba las ecuaciones que muestren los procesos para: *a*) las primeras dos energías de ionización del estaño y *b*) la cuarta energía de ionización del zirconio.

15. *a*) ¿Por qué Li tiene una primera energía de ionización más grande que Na? *b*) La diferencia entre la tercera y cuarta energías de ionización del escandio es mucho más grande que la diferencia entre la tercera y la cuarta energías de ionización del titanio. ¿Por qué? *c*) ¿Por qué Li tiene una segunda energía de ionización más grande que Be?

16. Considere la primera energía de ionización del neón y la afinidad electrónica del flúor. *a*) Escriba las ecuaciones, incluyendo las configuraciones electrónicas para cada proceso. *b*) Estas dos cantidades tendrán signos opuestos. ¿Cuál será positiva y cuál negativa? *c*) ¿Esperaría que las **magnitudes** de estas dos cantidades fueran iguales? Si no es así, ¿cuál esperaría que fuera mayor? Explique su respuesta.

PROPIEDADES DE LOS METALES Y DE LOS NO METALES

17. El cloro reacciona con oxígeno para formar Cl_2O_7. *a*) ¿Cuál es el nombre de este producto? *b*) Escriba una ecuación balanceada para la formación de $Cl_2O_7(l)$ a partir de sus elementos. *c*) En condiciones normales, el Cl_2O_7 es un líquido incoloro con punto de ebullición de 81 °C. ¿Ese es el punto de ebullición esperado, o es una sorpresa? *d*) ¿Esperaría que el Cl_2O_7 fuera más reactivo en presencia de $H^+(ac)$ o en presencia de $OH^-(ac)$? Explique su respuesta. *e*) Si se considera que el oxígeno en Cl_2O_7 tiene el estado de oxidación -2, ¿cuál es el estado de oxidación de Cl? ¿Cuál es la configuración electrónica de Cl en este estado de oxidación?

TENDENCIAS DE GRUPO EN METALES Y NO METALES

18. ¿La reactividad de un metal está correlacionada con su primera energía de ionización? Explique.

19. Tanto la plata como el rubidio forman iones $+1$, pero la plata es mucho menos reactiva. Sugiera una explicación, considerando las configuraciones electrónicas del estado basal de estos elementos y los radios atómicos.

20. *a*) ¿Por qué el calcio es, en general, más reactivo que el magnesio? *b*) ¿Por qué el calcio es, en general, menos reactivo que el potasio?

21. *a*) Uno de los metales alcalinos reacciona con oxígeno para formar una sustancia sólida blanca. Cuando esta sustancia se disuelve en agua, la disolución da una prueba positiva para peróxido de hidrógeno, H_2O_2. Cuando se prueba la disolución en la flama de un mechero, se produce una flama lila-púrpura. ¿Cuál es la probable identidad del metal? *b*) Escriba una ecuación química balanceada para la reacción de la sustancia blanca con agua.

22. Escriba una ecuación balanceada para la reacción que ocurre en cada uno de los casos siguientes: *a*) Potasio metálico se quema en una atmósfera de gas cloro. *b*) Se vierte óxido de estroncio en agua. *c*) Una superficie fría del metal litio se expone al gas oxígeno. *d*) El metal sodio reacciona con azufre fundido.

23. *a*) Cómo describimos antes, los metales alcalinos reaccionan con hidrógeno para formar hidruros y reaccionan con halógenos, por ejemplo el flúor, para formar halogenuros. Compare el papel que desempeñan el hidrógeno y el halógeno en estas reacciones. ¿En qué sentido se parecen las formas del hidrógeno y los halógenos en los productos? *b*) Escriba una ecuación balanceada para la reacción del flúor con calcio y para la reacción de hidrógeno con calcio. ¿Cuáles son las similitudes entre los productos de estas reacciones.

24. Poco se sabe respecto de las propiedades del astato, At, debido a su rareza y alta reactividad. Sin embargo, es posible que hagamos predicciones respecto de sus propiedades. *a*) ¿Cree que el elemento pudiera ser un gas, un líquido o un sólido a temperatura ambiente? Explique su respuesta. *b*) ¿Espera que el At sea un metal, un no metal o un metaloide? Explique su respuesta. *c*) ¿Cuál es la fórmula química del compuesto que se forma con Na?

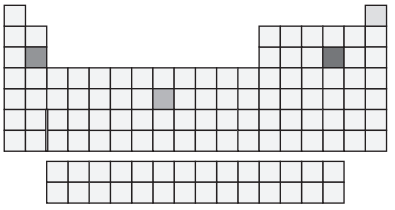
25. *a*) ¿Por qué el xenón reacciona con el flúor, mientras que el neón no lo hace? *b*) Usando fuentes de información, como el *CRC Handbook of Chemistry and Physics* o recursos en línea, consulte las longitudes de los enlaces Xe—F en varias moléculas. ¿Cómo se comparan estos números con los radios de los elementos?

26. Escriba una ecuación balanceada para la reacción que ocurre en cada uno de los casos siguientes: *a*) El cloro reacciona con agua. *b*) El bario metálico se calienta en una atmósfera de gas hidrógeno. *c*) El litio reacciona con azufre. *b*) El flúor reacciona con magnesio metálico.

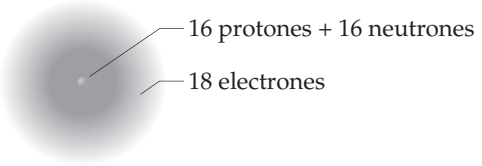
AUTOEVALUACIÓN

La presente autoevaluación es integral, por lo que lo podrá contestar con el apoyo de su portafolio de evidencias. Las respuestas deben ser correctas y estar debidamente justificadas.

1. Cuatro de las casillas de la siguiente tabla periódica están sombreadas. ¿Cuáles de estas corresponden a metales y cuáles a no metales? ¿Cuál es un metal alcalinotérreo? ¿Cuál de ellos es un gas noble?



2. ¿Qué representa el siguiente dibujo: un átomo neutro o un ion? Escriba su símbolo químico completo incluyendo el número de masa, el número atómico y la carga neta (si la tiene).



3. Al movernos a través de un periodo de la tabla periódica, ¿por qué los tamaños de los elementos de transición cambian de manera más gradual que los tamaños de los elementos representativos?

4. Los elementos del grupo 7A de la tabla periódica son los halógenos; los elementos del grupo 6A se llaman calcógenos. *a*) ¿Cuál es el estado de oxidación más común de los calcógenos en comparación con los halógenos? ¿Puede sugerir una explicación para la diferencia? *b*) Para cada una de las siguientes propiedades periódicas, indique cuáles, los halógenos o los calcógenos, tienen valores mayores: radios atómicos, radios iónicos de estado de oxidación más común, primera energía de ionización, segunda energía de ionización.

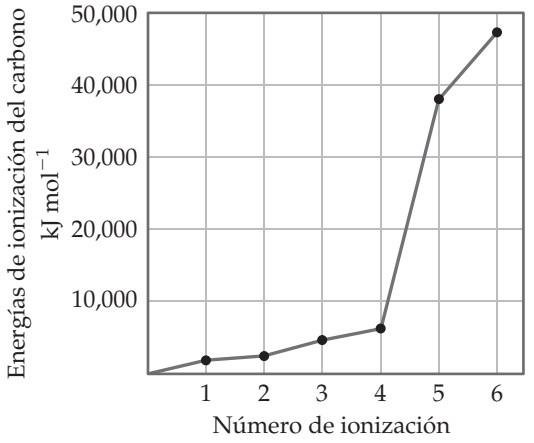
5. Observe en la siguiente tabla que el incremento en el radio atómico al moverse de Zr a Hf es menor que al moverse de Y a La. Sugiera una explicación de este efecto.

Radios atómicos (Å)

Sc	1.44	Ti	1.36
Y	1.62	Zr	1.48
La	1.69	Hf	1.50

6. *a*) ¿Qué ion es más pequeño, Co^{3+} o Co^{4+}? *b*) En una batería de iones litio que se está descargando para alimentar un dispositivo, por cada Li^+ que se inserta en el electrodo de óxido de cobalto litio, se debe reducir un ion Co^{4+} a un ion Co^{3+} para equilibrar la carga. Usando el *CRC Handbok of Chemistry and Physics* u otra referencia estándar, encuentre los radios iónicos de Li^+, Co^{3+} y Co^{4+}. Ordene estos iones de menor a mayor. *c*) ¿El electrodo de cobalto litio se expande o se contrae conforme se insertan iones litio? *d*) El litio no es tan abundante como el sodio. Si se desarrollaran baterías de iones sodio para funcionar como las de iones litio, ¿cree que el "óxido de sodio cobalto" podría funcionar como material de electrodo? Explique. *e*) Si no cree que el cobalto podría funcionar como el ion activo de la pareja rédox en la versión de sodio del electrodo, sugiera un ion metálico alternativo y explique su razonamiento.

7. Explique las variaciones en las energías de ionización del carbono, tal como aparecen en la siguiente gráfica:



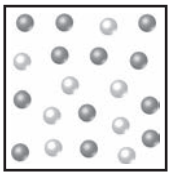
8. *a*) Utilice los diagramas de orbitales para ilustrar lo que sucede cuando un átomo de oxígeno gana dos electrones. *b*) ¿Por qué O^{3-} no existe?

9. Utilice configuraciones electrónicas para explicar las observaciones siguientes: *a*) La primera energía de ionización del fósforo es mayor que la del azufre. *b*) La afinidad electrónica de nitrógeno es menor (menos negativa) que las de carbono y de oxígeno. *c*) La segunda energía de ionización de oxígeno es más grande que la primera energía de ionización de flúor. *d*) La tercera energía de ionización del manganeso es más grande que las de cromo y hierro.

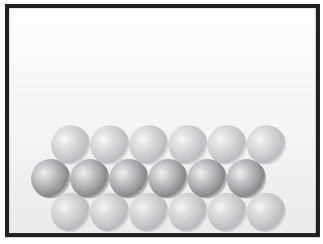
10. Los elementos del grupo 4A, carbono, silicio, germanio, estaño y plomo, van de no metal a través de metaloide a metal a medida que avanzamos por la columna. *a*) Prediga el orden de temperatura de fusión de mayor a menor en este grupo y justifique su lógica. *b*) Usando el *CRC Handbook of Chemistry and Physics* u otros recursos, busque los puntos de fusión de estos elementos. ¿Qué tan precisa es su predicción?

11. En abril de 2010, un equipo de investigación informó que habían hecho el elemento 117. El informe aún no se ha confirmado. Escriba la configuración electrónica del estado basal del elemento 117 y los valores estimados para su primera energía de ionización, afinidad electrónica, tamaño atómico y estado de oxidación común en función de su posición en la tabla periódica.

12. El siguiente diagrama es una representación de 20 átomos de un elemento ficticio, al que llamaremos nevadio (Nv). Las esferas negras son ^{293}Nv, y las esferas grises son ^{295}Nv. *a*) Suponiendo que esta muestra es estadísticamente representativa del elemento, calcule el porcentaje de abundancia de cada elemento. *b*) Si la masa de ^{293}Nv es 293.15 uma y la de ^{295}Nv es 295.15 uma, ¿cuál es la masa atómica del Nv?



13. El siguiente diagrama representa un compuesto iónico en el que las esferas negras representan cationes y las grises representan aniones. ¿Cuál de las siguientes fórmulas es congruente con el dibujo: KBr, K_2SO_4, $Ca(NO_3)_2$, $Fe_2(SO_4)_3$? Escriba el nombre del compuesto.



Capítulo 3

Competencias

Al finalizar el presente capítulo, el estudiante habrá desarrollado las siguientes competencias específicas:

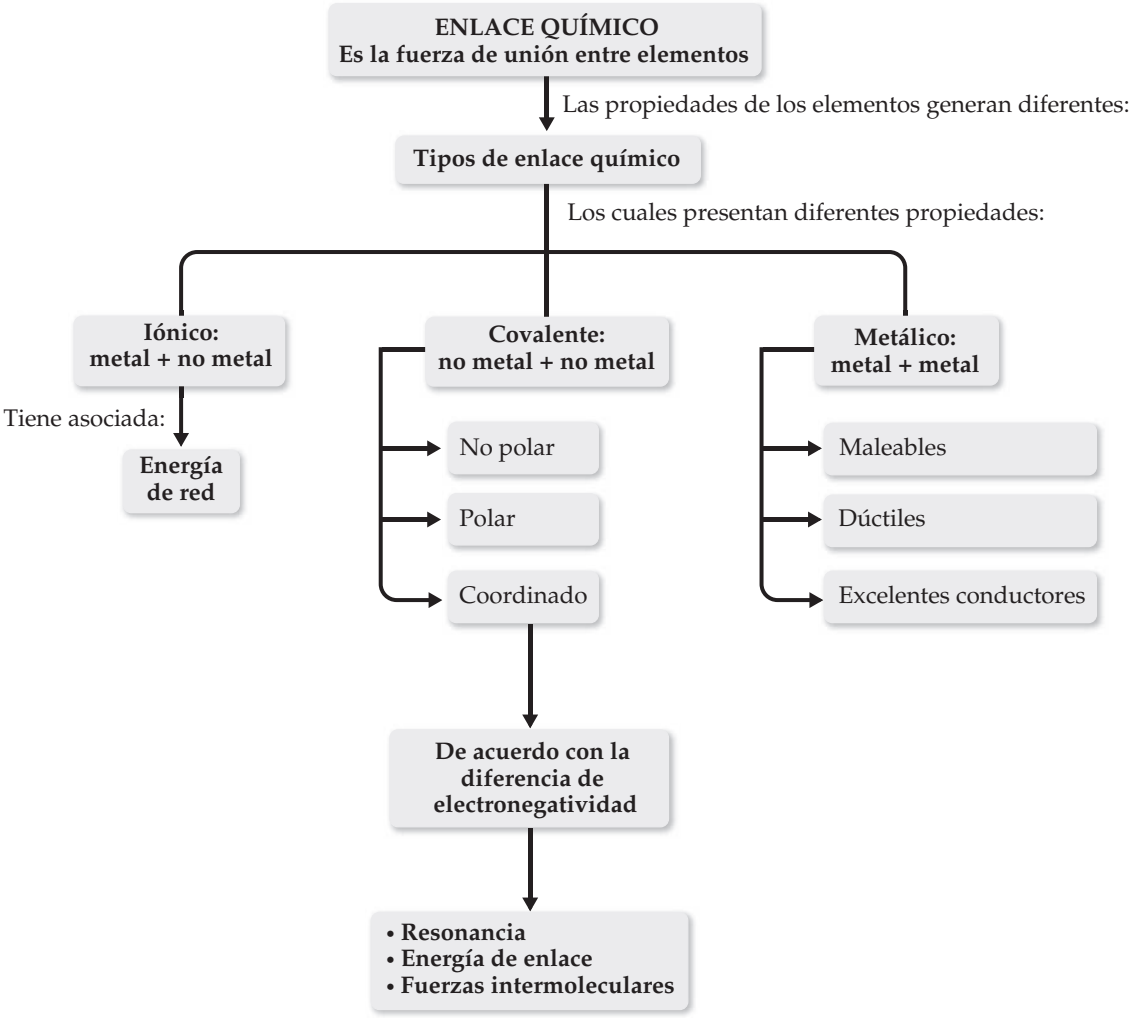
1. Comprender la regla del octeto y sus excepciones, y escribir a partir de ella, en conjunto con la información proporcionada por la configuración electrónica de los elementos o por su acomodo en tabla periódica, la estructura de Lewis para átomos y iones, lo cual le permitirá interpretar el comportamiento químico de los mismos.
2. Identificar las características de los elementos que forman compuestos mediante enlaces iónicos y comprender el concepto de energía de red, lo que le permitirá organizar los compuestos de acuerdo con las cargas y los tamaños de los iones implicados.
3. Identificar las características de los elementos que forman compuestos covalentes y comprender la utilidad de las diferencias de electronegatividad como herramienta para identificar enlaces covalentes no polares, covalentes polares y iónicos.
4. Emplear las configuraciones electrónicas de los átomos y la regla del octeto para escribir las estructuras de Lewis de las moléculas, con la finalidad de determinar su distribución electrónica.
5. Calcular la separación de carga en moléculas diatómicas según las mediciones experimentales del momento dipolar y la longitud de enlace.
6. Comprender las condiciones para la generación de enlaces sencillos, dobles y triples, escribiendo la estructura de Lewis dominante para una molécula o un ion con base en sus cargas formales.
7. Comprender el concepto de resonancia y reconocer las moléculas que presentan dichas estructuras para describir sus enlaces.
8. Calcular la fuerza de enlace (o entalpía) y la longitud de enlace; además, emplear las entalpías de enlace con la finalidad de estimar los cambios de entalpía para las reacciones que implican reactivos y productos en fase gaseosa.
9. Identificar las características del enlace metálico a partir de la teoría del mar de electrones, así como sus propiedades particulares.
10. Describir la diferencia entre enlaces químicos y fuerzas intermoleculares.

A la vez, el estudiante debe fortalecer las siguientes competencias genéricas:

- Capacidad de aprender nuevos conceptos y aplicaciones
- Capacidad de análisis y síntesis de información
- Manejo de TIC
- Capacidad de trabajo en equipo
- Habilidad para trabajar de forma autónoma
- Compromiso con la preservación del medio ambiente
- Compromiso con la calidad y búsqueda del logro

ENLACE QUÍMICO

La información que se analizará en este capítulo es la siguiente:



CONTENIDO:

3.1 SÍMBOLOS DE LEWIS Y LA REGLA DEL OCTETO
3.2 ENLACE IÓNICO
3.3 ENLACE COVALENTE
3.4 POLARIDAD DE ENLACE Y ELECTRONEGATIVIDAD
3.5 REPRESENTACIÓN DE LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS
3.6 ESTRUCTURAS DE RESONANCIA
3.7 EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO
3.8 FUERZA DE ENLACES COVALENTES
3.9 FUERZAS INTERMOLECULARES

EL ENLACE QUÍMICO COMO ARTE. El *Atomium* es una escultura de acero de 110 m de altura, que se encargó con motivo de la Feria Mundial de Bruselas 1958. Las nueve esferas representan átomos y las varillas conectoras evocan los enlaces químicos que los mantienen unidos. Una esfera está en el centro de un cubo formado por las otras ocho esferas, un arreglo común de los átomos en elementos metálicos, como en el hierro.

Comencemos por recordar algunos conceptos mediante una breve evaluación diagnóstica:

1. ¿Qué es la configuración electrónica?
2. ¿Qué son los electrones de valencia?
3. ¿Cómo podemos, a partir de la tabla periódica, indicar la propiedad de perder o ganar electrones de un elemento?
4. ¿Cuál es la diferencia entre los metales y los no metales?
5. ¿Cuál es la diferencia entre afinidad electrónica y electronegatividad?
6. ¿Qué es la energía de ionización?
7. ¿Qué determina el tipo de enlace en cada sustancia?
8. ¿Cómo es que las características de estos enlaces dan lugar a diferentes propiedades físicas y químicas?

INTRODUCCIÓN

SIEMPRE QUE DOS ÁTOMOS O IONES están fuertemente ligados entre sí, se dice que existe un **enlace químico** entre ellos. Hay tres tipos generales de enlaces químicos: *iónico*, *covalente* y *metálico* (► **FIGURA 3.1**). Para tener una idea de cómo son esos tres tipos de enlaces podría pensarse en el simple acto de emplear una cuchara de acero inoxidable para añadir sal de mesa a un vaso con agua. La sal de mesa es cloruro de sodio, NaCl, el cual consiste en iones sodio, Na^+, y en iones cloruro, Cl^-. La estructura se mantiene unida mediante **enlaces iónicos**, debidos a las atracciones entre iones de carga opuesta. El agua consiste, principalmente, en moléculas de H_2O. Los átomos de hidrógeno y oxígeno están ligados entre sí por **enlaces covalentes**, donde las moléculas se forman porque los átomos comparten electrones. La cuchara es, principalmente, de hierro metálico, donde los átomos están conectados entre sí por medio de **enlaces metálicos**, los cuales están formados por electrones que son relativamente libres para moverse en el metal. Estas diferentes sustancias, NaCl, H_2O y Fe metálico, se comportan como lo hacen debido a las maneras en que sus átomos están interconectados.

3.1 SÍMBOLOS DE LEWIS Y LA REGLA DEL OCTETO

Los electrones implicados en el enlace químico son los *electrones de valencia*, los cuales, en casi todos los átomos, son aquellos que se encuentran en la capa ocupada más externa de un átomo. El químico estadounidense G.N. Lewis (1875-1946) sugirió una forma sencilla de mostrar los electrones de valencia de un átomo y de darles seguimiento durante la formación del enlace, utilizando lo que ahora se conoce como *símbolos de electrón-punto de Lewis* o, simplemente, símbolos de Lewis.

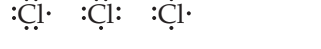
El **símbolo de Lewis** para un elemento consiste en el símbolo químico del elemento más un punto por cada electrón de valencia. Por ejemplo, el azufre tiene la configuración electrónica $[Ne]3s^2 3p^4$ y, por lo tanto, seis electrones de valencia. Su símbolo de Lewis es:

Los puntos se colocan en los cuatro lados del símbolo (arriba, abajo, izquierda y derecha) y cada lado puede acomodar hasta dos electrones. Los cuatro lados son equivalentes; esto significa que se elige de manera arbitraria en qué lado se colocan dos electrones en lugar de uno. En general, los puntos se dispersan tanto como sea posible. Por ejemplo, en el símbolo de Lewis para S se prefiere el arreglo de puntos ya mostrado, en lugar del arreglo de dos electrones en tres de los lados y ninguno en el cuarto.

Las configuraciones electrónicas y los símbolos de Lewis para los elementos representativos de las segunda y tercera filas de la tabla periódica se muestran en la ▼ TABLA 3.1. Observe que el número de electrones de valencia de cualquier elemento representativo es el mismo que el número de grupo del elemento. Por ejemplo, los símbolos de Lewis para el oxígeno y el azufre, miembros del grupo 6A, muestran seis puntos.

PIÉNSELO UN POCO

¿Son correctos todos estos símbolos de Lewis para el Cl?

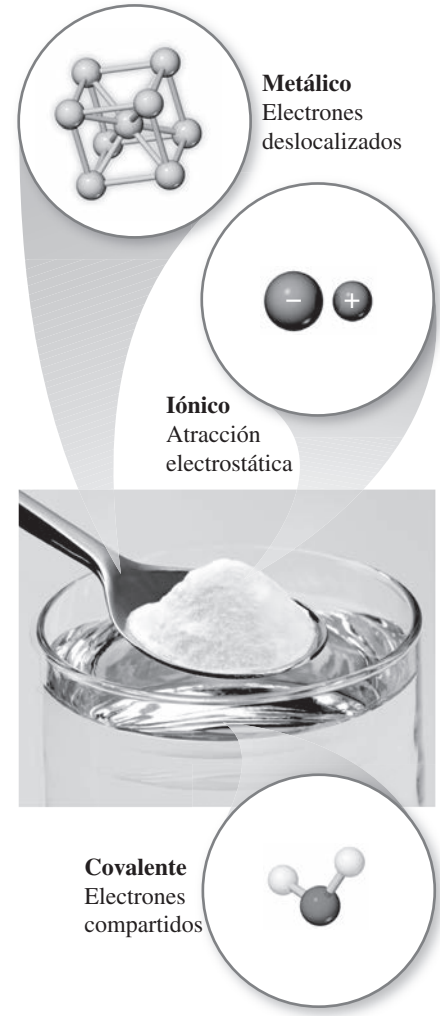


Regla del octeto

Los átomos con frecuencia ganan, pierden o comparten electrones para alcanzar el mismo número de electrones que el gas noble que se encuentra más cerca de ellos en la tabla periódica. Los gases nobles tienen arreglos electrónicos muy estables, como lo demuestran sus elevadas energías de ionización, su baja afinidad por los electrones adicionales y su carencia general de reactividad química. Como todos los gases nobles, excepto el He, tienen ocho electrones de valencia, muchos de los átomos que experimentan reacciones también terminan con ocho electrones de valencia. Esta observación dio lugar a un principio conocido como la **regla del octeto**: *los átomos tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta que se encuentran rodeados por ocho electrones de valencia*.

IMAGINE

¿Cuál de estos tres tipos de enlace esperaría encontrar en el $CO_2(g)$?



▲ FIGURA 3.1 Enlaces iónico, covalente y metálico. Diferentes tipos de interacciones entre átomos conducen a distintos tipos de enlaces químicos.

TABLA 3.1 • Símbolos de Lewis

Grupo	Elemento	Configuración electrónica	Símbolo de Lewis	Elemento	Configuración electrónica	Símbolo de Lewis
1A	Li	$[He]2s^1$	$Li\cdot$	Na	$[Ne]3s^1$	$Na\cdot$
2A	Be	$[He]2s^2$	$\cdot Be\cdot$	Mg	$[Ne]3s^2$	$\cdot Mg\cdot$
3A	B	$[He]2s^2 2p^1$	$\cdot\dot{B}\cdot$	Al	$[Ne]3s^2 3p^1$	$\cdot\dot{Al}\cdot$
4A	C	$[He]2s^2 2p^2$	$\cdot\dot{C}\cdot$	Si	$[Ne]3s^2 3p^2$	$\cdot\dot{Si}\cdot$
5A	N	$[He]2s^2 2p^3$	$\cdot\dot{N}:$	P	$[Ne]3s^2 3p^3$	$\cdot\dot{P}:$
6A	O	$[He]2s^2 2p^4$	$:\dot{O}:$	S	$[Ne]3s^2 3p^4$	$:\dot{S}:$
7A	F	$[He]2s^2 2p^5$	$\cdot\ddot{F}:$	Cl	$[Ne]3s^2 3p^5$	$\cdot\ddot{Cl}:$
8A	Ne	$[He]2s^2 2p^6$	$:\ddot{Ne}:$	Ar	$[Ne]3s^2 3p^6$	$:\ddot{Ar}:$

Un octeto de electrones consiste en las subcapas llenas *s* y *p* en un átomo. En un símbolo de Lewis, un octeto puede visualizarse como cuatro pares de electrones de valencia acomodados alrededor del símbolo del elemento, como en los símbolos de Lewis para el Ne y Ar en la tabla 3.1. Existen excepciones a la regla del octeto, pero esta proporciona un marco de trabajo útil para introducir muchos conceptos importantes sobre los enlaces.

REFLEXIÓN

¿Comprendo qué representan los puntos (símbolos de Lewis) alrededor del símbolo de un elemento?
¿Relaciono la valencia con el número de electrones del último nivel energético que muestra la configuración electrónica de un elemento?

ACTIVIDAD

1. *a*) ¿Cuáles son los electrones de valencia? *b*) ¿Cuántos electrones de valencia tiene un átomo de nitrógeno? *c*) Un átomo tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. ¿Cuántos electrones de valencia tiene el átomo?

2. Para cada uno de estos símbolos de Lewis, indique el grupo de la tabla periódica al que pertenece el elemento X.

a) $\cdot\dot{\underset{\cdot}{\mathrm{X}}}\cdot$ *b*) $\cdot\mathrm{X}\cdot$ *c*) $:\dot{\underset{\cdot}{\mathrm{X}}}\cdot$

3. *a*) ¿Qué es la regla del octeto? *b*) ¿Cuántos electrones debe ganar un átomo de azufre para lograr un octeto en su capa de valencia? *c*) Si un átomo tiene la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^2$, ¿cuántos electrones debe ganar para lograr un octeto?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

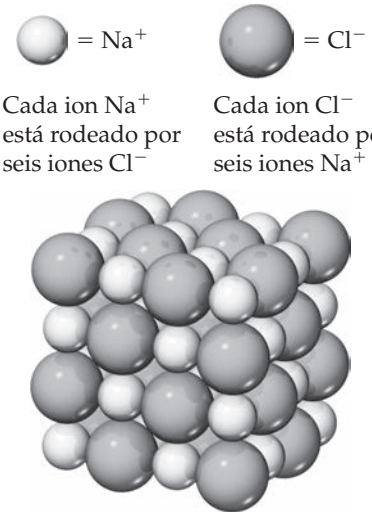
Con base en las actividades anteriores, realice lo que se le solicita en hojas blancas y agréguelas a su portafolio de evidencias.

1. *a*) Escriba la configuración electrónica del elemento titanio, Ti. ¿Cuántos electrones de valencia posee este átomo? *b*) El hafnio, Hf, se encuentra también en el grupo 4B. Escriba la configuración electrónica del Hf. *c*) Tanto el Ti como el Hf se comportan como si tuvieran el mismo número de electrones de valencia. ¿Cuáles subcapas de la configuración electrónica del Hf se comportan como orbitales de valencia? ¿Cuáles se comportan como orbitales internos?

2. Escriba el símbolo de Lewis para los átomos de cada uno de los siguientes elementos: *a*) Al, *b*) Br, *c*) Ar, *d*) Sr.

IMAGINE

Si no existiera una clave de color, ¿habría forma de saber si las esferas negras representan al Na^+ o al Cl^-? En tal caso, ¿qué información se utilizaría?



▲ **FIGURA 3.2** **Estructura cristalina del cloruro de sodio.**

3.2 ENLACE IÓNICO

En general, las sustancias iónicas resultan de la interacción de metales del lado izquierdo de la tabla periódica con no metales del lado derecho (excluyendo los gases nobles, grupo 8A). Por ejemplo, cuando el sodio metálico, Na(*s*), se pone en contacto con cloro gaseoso, $Cl_2(g)$, ocurre una reacción violenta (► **FIGURA 3.3**). El producto de esta reacción tan exotérmica es cloruro de sodio, NaCl(*s*):

$$\mathrm{Na}(s) + \tfrac{1}{2}\,\mathrm{Cl}_2(g) \longrightarrow \mathrm{NaCl}(s) \qquad \Delta H_f^\circ = -410.9\ \mathrm{kJ} \qquad [3.1]$$

El cloruro de sodio está compuesto por iones Na^+ y Cl^-, organizados en un arreglo tridimensional (◄ **FIGURA 3.2**).

La formación de Na^+ a partir de Na y de Cl^- a partir del Cl_2 indica que un átomo de sodio perdió un electrón y que un átomo de cloro lo ganó; esto puede visualizarse como una *transferencia de electrones* del átomo de Na al átomo de Cl. Dos de las propiedades periódicas revisadas en el capítulo anterior nos describen qué tan fácil ocurre una transferencia de electrones: la energía de ionización indica qué tan fácil se puede eliminar un electrón de un átomo, y la afinidad electrónica mide la facilidad con que un átomo puede ganar un electrón. La transferencia de electrones para formar iones con cargas opuestas ocurre cuando un átomo cede con facilidad un electrón (baja energía de ionización) y otro átomo gana fácilmente un electrón (alta afinidad electrónica). Así, el NaCl es un compuesto iónico típico

IMAGINE

¿Usted espera una reacción similar entre el potasio metálico y el bromo elemental?

▲ FIGURA 3.3 Reacción del sodio metálico con cloro gaseoso para formar el compuesto iónico cloruro de sodio.

porque consiste en un metal con baja energía de ionización y un no metal de alta afinidad electrónica. Utilizando los símbolos de electrón-punto de Lewis (y mostrando un átomo de cloro en lugar de la molécula Cl_2), se puede representar esta reacción como:

$$Na\cdot + \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}: \longrightarrow Na^+ + [:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:]^- \qquad [3.2]$$

La flecha indica la transferencia de un electrón del átomo de Na al átomo de Cl. Cada ion tiene un octeto de electrones; el octeto de Na^+ está formado por los electrones $2s^2 2p^6$ que se encuentran debajo del único electrón de valencia 3*s* del átomo de Na. Se colocan corchetes a los lados del ion cloruro para enfatizar que los ocho electrones se localizan sobre él.

PIÉNSELO UN POCO

Describa las transferencias electrónicas que ocurren durante la formación de fluoruro de calcio a partir de los elementos calcio y fluoruro.

Las sustancias iónicas tienen varias propiedades características. Por lo regular, son sustancias quebradizas con altos puntos de fusión; además, son cristalinas. También es frecuente que los cristales iónicos puedan romperse; es decir, separarse a lo largo de superficies planas lisas. Esas características resultan de las fuerzas electrostáticas que mantienen unidos a los iones en un arreglo tridimensional rígido y bien definido como el que se muestra en la figura 3.2.

Aspectos energéticos de la formación de enlaces iónicos

La formación de cloruro de sodio a partir de sodio y cloro es *muy* exotérmica, como lo indica el gran valor negativo de la entalpía de formación dado en la ecuación 3.1, $\Delta H_f^\circ = -410.9$ kJ. El apéndice C indica que el calor de formación de otras sustancias iónicas también es muy negativo. ¿Qué factores hacen que la formación de compuestos iónicos sea tan exotérmica?

En la ecuación 3.2 se representó la formación del NaCl como la transferencia de un electrón del Na al Cl. Recuerde que la pérdida de electrones por parte de un átomo siempre es un proceso endotérmico. Por ejemplo, separar un electrón del Na(*g*) para formar $Na^+(g)$ requiere 496 kJ/mol. De acuerdo a lo revisado anteriormente, cuando un no metal gana un electrón, el proceso en general es exotérmico, conforme con las afinidades electrónicas negativas de los elementos. Así mismo, añadir un electrón al Cl(*g*) libera 349 kJ/mol. A partir de

las magnitudes de estas energías se observa que la transferencia de un electrón de un átomo de Na a un átomo de Cl no sería exotérmica; el proceso global sería un proceso endotérmico que requiere 496 – 349 = 147 kJ/mol. Este proceso endotérmico corresponde a la formación de iones sodio y cloruro que están demasiado alejados; en otras palabras, el cambio de energía positivo supone que los iones no interactúan entre sí, lo que es muy diferente en los sólidos iónicos.

PIÉNSELO UN POCO

Considere las tendencias en las energías de ionización de los metales alcalinos y las afinidades electrónicas de los halógenos que se muestran en las figuras 2.13 y 2.15. ¿Para cuál par la transferencia electrónica del átomo del metal alcalino al átomo del halógeno es principalmente un proceso exotérmico?

La razón fundamental por la que los compuestos iónicos son estables, es la atracción entre los iones de carga opuesta. Esta atracción mantiene unidos a los iones, liberando energía y ocasionando que los iones formen un arreglo sólido, o red, como el que se muestra en la figura 3.2. Una medida de cuánta estabilidad resulta del arreglo de iones con cargas opuestas en un sólido iónico, está dada por la **energía de red**, que es *la energía requerida para separar completamente un mol de un compuesto iónico sólido en sus iones gaseosos*.

Con la finalidad de representar este proceso para el NaCl, imagine que la estructura en la figura 3.2 se expande desde adentro, de tal forma que las distancias entre los iones aumentan hasta que los iones se encuentran muy alejados. Este proceso requiere 788 kJ/mol, que es el valor de la energía de red:

$$NaCl(s) \longrightarrow Na^+(g) + Cl^-(g) \qquad \Delta H_{red} = +788 \text{ kJ/mol} \qquad [3.3]$$

Observe que este proceso es altamente endotérmico. El proceso inverso, la unión de $Na^+(g)$ y $Cl^-(g)$ para formar NaCl(*s*) es, por lo tanto, altamente exotérmico ($\Delta H = -788$ kJ/mol).

La ▼ TABLA 3.2 presenta las energías de red para diversos compuestos iónicos. Los valores positivos grandes indican que en estos sólidos iónicos los iones se atraen fuertemente entre sí. La energía liberada por la atracción entre iones con cargas distintas compensa en gran medida la naturaleza endotérmica de las energías de ionización y hace que la formación de compuestos iónicos sea un proceso exotérmico. Las fuertes atracciones también ocasionan que la mayoría de los materiales iónicos sean duros y quebradizos con altos puntos de fusión; por ejemplo, el NaCl se funde a 801 °C.

La magnitud de la energía de red de un sólido iónico depende de las cargas de los iones, sus tamaños y sus arreglos en el sólido. La energía potencial de dos partículas cargadas que interactúan está dada por

$$E_{el} = \frac{\kappa Q_1 Q_2}{d} \qquad [3.4]$$

TABLA 3.2 • Energías de red para algunos compuestos iónicos

Compuesto	Energía de red (kJ/mol)	Compuesto	Energía de red (kJ/mol)
LiF	1030	$MgCl_2$	2326
LiCl	834	$SrCl_2$	2127
LiI	730		
NaF	910	MgO	3795
NaCl	788	CaO	3414
NaBr	732	SrO	3217
NaI	682		
KF	808	ScN	7547
KCl	701		
KBr	671		
CsCl	657		
CsI	600		

En esta ecuación, Q_1 y Q_2 son las cargas de las partículas, d es la distancia entre sus centros, y K es una constante, 8.99×10^9 J-m/C^2. La ecuación 3.4 indica que la interacción atractiva entre dos iones con cargas opuestas aumenta cuando las magnitudes de sus cargas aumentan, y también cuando la distancia entre sus centros disminuye. Así, *para un arreglo dado de iones, la energía de red aumenta conforme aumentan las cargas de los iones y conforme disminuyen sus radios*. La magnitud de las energías de red depende en gran medida de las cargas iónicas porque los radios iónicos varían solo en un intervalo limitado.

EJERCICIO RESUELTO 3.1 Magnitudes de las energías de red

Sin consultar la tabla 3.2, acomode los siguientes compuestos iónicos en orden creciente con base en su energía de red: NaF, CsI y CaO.

SOLUCIÓN

Análisis A partir de las fórmulas de los tres compuestos iónicos, se deben determinar sus energías de red relativas.

Estrategia Es necesario obtener las cargas y los tamaños relativos de los iones en los compuestos. Entonces se utiliza cualitativamente la ecuación 3.4 para determinar las energías relativas, conociendo que: *a*) cuanto más grandes sean las cargas iónicas, mayor será la energía y *b*) que cuanto más alejados estén los iones, menor será la energía.

Solución El NaF consiste en iones Na^+ y F^-, el CsI en iones Cs^+ e I^-, y el CaO en iones Ca^{2+} y O^{2-}. Como el producto de las cargas, Q_1Q_2, que aparece en el numerador de la ecuación 3.4, la energía de red aumentará notablemente cuando se incrementen las cargas. Así, es de esperarse que la energía de red del CaO, que tiene iones 2+ y 2−, sea la mayor de las tres.

Las cargas iónicas del NaF y CsI son iguales. Como resultado, la diferencia en sus energías de red depende de la diferencia en la distancia entre los iones en la red. Debido a que el tamaño iónico aumenta cuando descendemos por un grupo en la tabla periódica, entonces se sabe que el Cs^+ es más grande que el Na^+ y que el I^- es más grande que el F^-. Por lo tanto, la distancia entre los iones Na^+ y F^- en el NaF será menor que la distancia entre los iones Cs^+ e I^- en el CsI. En consecuencia, la energía de red del NaF debería ser mayor que la del CsI. Así, el orden de energía creciente es CsI < NaF < CaO.

Comprobación La tabla 3.2 confirma que el orden predicho es correcto.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Qué sustancia esperaría que tenga la energía de red más grande, MgF_2, CaF_2 o ZrO_2?

Respuesta: ZrO_2

Puesto que la energía de red disminuye conforme aumenta la distancia entre los iones, entonces las energías de red siguen tendencias semejantes a las que se muestran en la figura 2.10 relacionadas con el radio iónico. En particular, debido a que el radio iónico se incrementa al descender por un grupo de la tabla periódica, se encuentra que, para un tipo dado de compuesto iónico, la energía de la red disminuye al descender por un grupo. La ▼ **FIGURA 3.4** ilustra esta tendencia para los cloruros alcalinos MCl (M = Li, Na, K, Rb, Cs) y los haluros de sodio NaX (X = F, Cl, Br, I).

Configuraciones electrónicas de iones de los elementos de los bloques *s* y *p*

Los aspectos energéticos de la formación de un enlace iónico ayudan a explicar por qué muchos iones tienden a tener configuraciones electrónicas de gas noble. Por ejemplo, el sodio pierde con facilidad un electrón para formar Na^+, el cual tiene la misma configuración electrónica que el Ne:

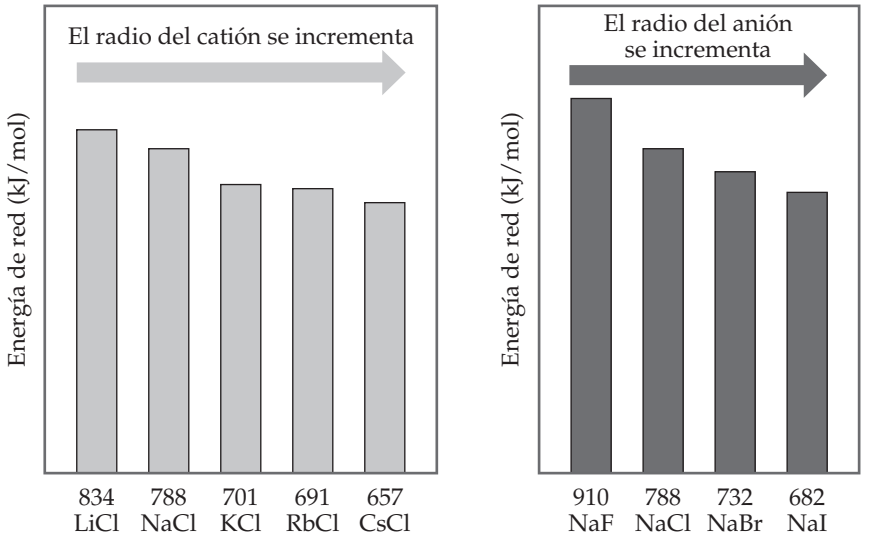
$$\text{Na} \qquad 1s^2 2s^2 2p^6 \mathbf{3s^1} = [\text{Ne}]\mathbf{3s^1}$$

$$\text{Na}^+ \qquad 1s^2 2s^2 2p^6 = [\text{Ne}]$$

Aun cuando la energía de red aumenta cuando la carga iónica se incrementa, nunca se encuentran compuestos iónicos que contengan iones Na^{2+}. El segundo electrón eliminado tendría que venir de una capa interna del átomo de sodio, y eliminar electrones de una capa interna requiere una gran cantidad de energía. El aumento en la energía de red no es suficiente para compensar la energía necesaria para eliminar un electrón de una capa interna.

IMAGINE

Con base en esta figura, ¿es posible establecer los límites superior e inferior para la energía de red del KF?



► **FIGURA 3.4** **Tendencias periódicas en la energía de red como una función del radio del catión o del anión.**

Así, el sodio y los otros metales del grupo 1A se encuentran en sustancias iónicas solo como iones 1+.

De forma similar, la adición de electrones a los no metales es exotérmica o solo ligeramente endotérmica, siempre y cuando los electrones se agreguen a la capa de valencia. Entonces, un átomo de Cl acepta fácilmente un electrón para formar Cl^-, el cual tiene la misma configuración electrónica que el Ar:

$$\text{Cl} \qquad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \mathbf{3p^5} = [\text{Ne}]3s^2 \mathbf{3p^5}$$

$$\text{Cl}^- \qquad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \mathbf{3p^6} = [\text{Ne}]3s^2 \mathbf{3p^6} = [\text{Ar}]$$

Para formar un ion Cl^{2-}, el segundo electrón tendría que añadirse a la siguiente capa superior del átomo de Cl, lo cual es energéticamente muy desfavorable. Por lo tanto, nunca se observan iones Cl^{2-} en compuestos iónicos. Entonces se espera que los compuestos iónicos de los metales representativos de los grupos 1A, 2A y 3A tengan cationes con cargas de 1+, 2+ y 3+, respectivamente, y por lo regular se espera que los compuestos iónicos de los no metales representativos de los grupos 5A, 6A y 7A tengan aniones de carga 3−, 2− y 1−, respectivamente.

EJERCICIO RESUELTO 3.2 **Cargas de iones**

Prediga el ion generalmente formado por *a*) Sr, *b*) S, *c*) Al.

SOLUCIÓN

Análisis Debemos determinar cuántos electrones ganarán o perderán probablemente los átomos de Sr, S y Al.

Estrategia En cada caso se puede utilizar la posición del elemento en la tabla periódica para predecir si formará un catión o un anión. Después se empleará su configuración electrónica para determinar el ion con más probabilidad de formarse.

Solución *a*) El estroncio es un metal del grupo 2A y, por lo tanto, forma un catión. Su configuración electrónica es $[Kr]5s^2$, y se espera que los dos electrones de valencia se pierdan fácilmente para dar un ion Sr^{2+}. *b*) El azufre es un no metal del grupo 6A y, por lo tanto, la tendencia es encontrarlo como anión. Su configuración electrónica ($[Ne]3s^23p^4$) tiene dos electrones menos que la configuración de un gas noble. Entonces, se espera que el azufre forme iones S^{2-}. *c*) El aluminio es un metal del grupo 3A. Así, es de esperar que forme iones Al^{3+}.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Prediga las cargas de los iones formados cuando el magnesio reacciona con el nitrógeno.

Respuesta: Mg^{2+} y N^{3-}

UNA MIRADA DE CERCA

CÁLCULO DE ENERGÍAS DE RED: CICLO DE BORN-HABER

Las energías de red no pueden determinarse directamente de los experimentos. Sin embargo, pueden calcularse visualizando la formación de un compuesto iónico que ocurre en una serie de etapas bien definidas. Entonces, se utiliza la ley de Hess para combinar estas etapas de manera que se obtenga la energía de red para el compuesto. De este modo, se construye un **ciclo de Born-Haber**, un ciclo termoquímico llamado así en honor a los científicos alemanes Max Born (1882-1970) y Fritz Haber (1868-1934), quienes lo introdujeron para analizar los factores que contribuyen a la estabilidad de los compuestos iónicos.

En el ciclo de Born-Haber para el NaCl se considera la formación del NaCl(s) a partir de Na(s) y $Cl_2(g)$, por dos rutas, como muestra la ▶ **FIGURA 3.5**. El cambio de entalpía por la ruta directa (flecha negra) es el calor de formación del NaCl(s):

$$Na(s) + \tfrac{1}{2}Cl_2(g) \longrightarrow NaCl(s) \quad \Delta H_f^\circ[NaCl(s)] = -411\ kJ \quad [3.5]$$

La ruta indirecta tiene cinco etapas (flechas grises en la figura 3.5). Primero, se generan átomos de Na(g) vaporizando el Na(s). Después, se forman átomos de Cl(g) rompiendo los enlaces en las moléculas de Cl_2. Los cambios de entalpía son (apéndice C):

$$Na(s) \longrightarrow Na(g) \qquad \Delta H_f^\circ[Na(g)] = 108\ kJ \qquad [3.6]$$

$$\tfrac{1}{2}Cl_2(g) \longrightarrow Cl(g) \qquad \Delta H_f^\circ[Cl(g)] = 122\ kJ \qquad [3.7]$$

Observe que ambos procesos son endotérmicos.

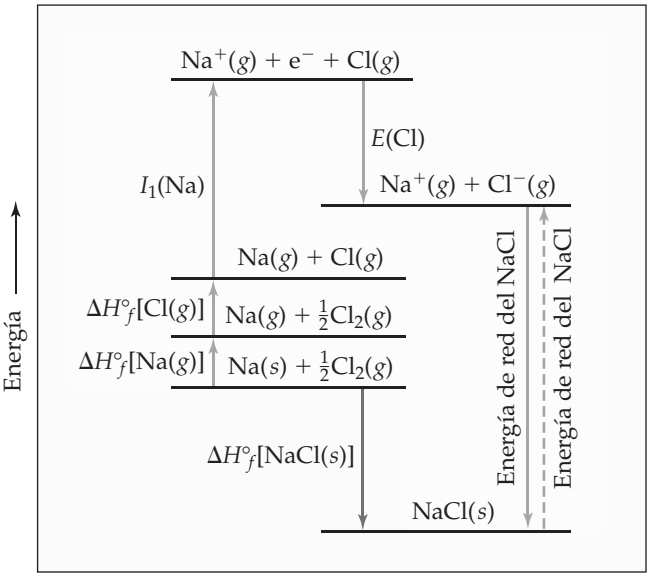
En las siguientes dos etapas se elimina el electrón del Na(g) para formar $Na^+(g)$ y después se añade el electrón al Cl(g) para formar $Cl^-(g)$. Los cambios de entalpía para estos procesos son iguales a la primera energía de ionización del Na, I_1(Na), y a la afinidad electrónica del Cl, denotada como E(Cl), respectivamente:

$$Na(g) \longrightarrow Na^+(g) + e^- \qquad \Delta H = I_1(Na) = 496\ kJ \qquad [3.8]$$

$$Cl(g) + e^- \longrightarrow Cl^-(g) \qquad \Delta H = E(Cl) = -349\ kJ \qquad [3.9]$$

Finalmente, se combinan $Na^+(g)$ y $Cl^-(g)$ para formar NaCl(s). Puesto que la formación del NaCl sólido es el proceso inverso de la descomposición de un sólido en sus iones gaseosos, el cambio de entalpía para la formación del sólido es el negativo de la energía de red, la cantidad que se desea determinar:

$$Na^+(g) + Cl^-(g) \longrightarrow NaCl(s) \qquad \Delta H = -\Delta H_{red} = ? \qquad [3.10]$$



▲ **FIGURA 3.5 Ciclo de Born-Haber para la formación del NaCl.** Esta representación de la ley de Hess muestra las relaciones energéticas en la formación del sólido iónico a partir de sus elementos.

El resultado de seguir las cinco etapas es la formación de NaCl(s) a partir de Na(s) y $\frac{1}{2}Cl_2(g)$. $Cl_2(g)$. Así, de la ley de Hess se conoce que la suma de los cambios de entalpía para las cinco etapas es igual al cambio de entalpía de la ruta directa (ecuación 3.5):

$$\Delta H_f^\circ[NaCl(s)] = \Delta H_f^\circ[Na(g)] + \Delta H_f^\circ[Cl(g)] + I_1(Na) + E(Cl) - \Delta H_{red}$$

$$-411\ kJ = 108\ kJ + 122\ kJ + 496\ kJ - 349\ kJ - \Delta H_{red}$$

Al despejar ΔH_{red}:

$$\Delta H_{red} = 108\ kJ + 122\ kJ + 496\ kJ - 349\ kJ + 411\ kJ = 788\ kJ$$

Por lo tanto, la energía de red del NaCl es 788 kJ/mol.

REFLEXIÓN

¿Comprendo el fundamento de la Ley de Hess?

ACTIVIDAD

1. Describa las características de los elementos que forman un enlace iónico, así como las propiedades que adquieren dichos compuestos. Con esta información, genere una rueda de atributos, cuyo centro se titule enlace iónico.
2. Describa las etapas individuales empleadas para construir un ciclo de Born-Haber para la formación del BaI_2 a partir de los elementos. ¿Cuáles de esos pasos se esperaría que fueran exotérmicos?
3. *a*) Escriba las ecuaciones químicas utilizadas para calcular la energía de red del $SrCl_2$(s) mediante el ciclo de Born-Haber. *b*) La segunda energía de ionización del Sr(g) es 1064 kJ/mol. Utilice este hecho junto con los datos del apéndice C, las figuras 2.13 y 2.15 y la tabla 3.2 para calcular el ΔH_f° del $SrCl_2$(s).
4. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes iones y determine cuáles tienen configuraciones de gas noble: *a*) Cd^{2+}, *b*) P^{3-}, *c*) Zr^{4+}, *d*) Ru^{3+}, *e*) As^{3-}, *f*) Ag^+.

Iones de metales de transición

Debido a que las energías de ionización aumentan rápidamente con cada eliminación sucesiva de electrones, las energías de red de los compuestos iónicos son, por lo general, lo suficientemente grandes para compensar la pérdida de hasta tres electrones de los átomos. Entonces, se encuentran cationes con cargas de 1+, 2+ o 3+ en compuestos iónicos. Sin embargo, la mayoría de los metales de transición tienen más de tres electrones más allá de un centro de gas noble. Por ejemplo, la plata tiene la configuración electrónica $[Kr]4d^{10}5s^1$. Los metales del grupo 1B (Cu, Ag, Au) con frecuencia se presentan como iones 1+ (como en el CuBr y AgCl). Durante la formación de Ag^+ se pierde el electrón 5*s*, dejando una subcapa 4*d* completamente llena. Como en este ejemplo, los metales de transición por lo regular no forman iones con una configuración de gas noble. Es claro que la regla del octeto, aunque es útil, tiene un alcance limitado.

Recuerde que cuando un ion positivo se forma a partir de un átomo, los electrones que se pierden primero son siempre los de la subcapa que tiene el mayor valor de *n*. Así, *durante la formación de iones, los metales de transición primero pierden los electrones de la capa de valencia s y después todos los electrones d necesarios para lograr la carga del ion*. Por ejemplo, al formar Fe^{2+} a partir del Fe, el cual tiene la configuración electrónica $[Ar]3d^64s^2$, se pierden los dos electrones 4*s*, lo que origina una configuración $[Ar]3d^6$. La eliminación de un electrón adicional da el ion de Fe^{3+}, cuya configuración electrónica es $[Ar]3d^5$.

PIÉNSELO UN POCO

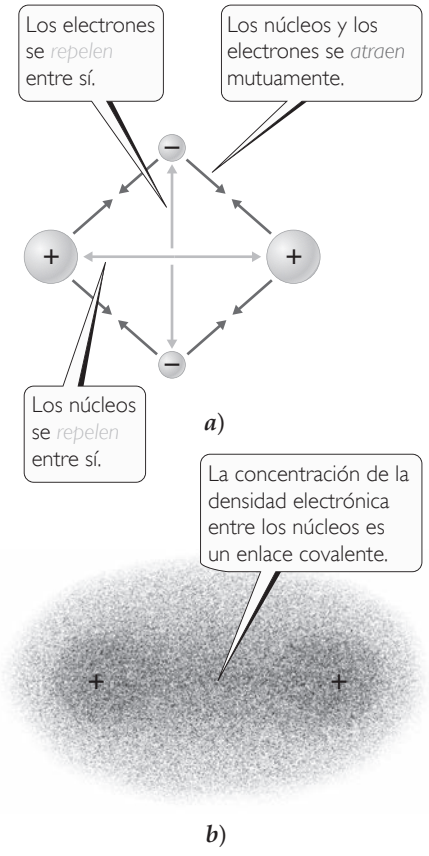
¿Qué elemento forma un ion 3+ que tiene la configuración electrónica $[Kr]4d^6$?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Las energías de red del KBr y del CsCl son casi iguales (tabla 3.2). ¿Qué concluye a partir de esta observación?
2. Explique las siguientes tendencias en la energía de red: *a*) NaCl > RbBr > CsBr; *b*) BaO > KF; *c*) SrO > $SrCl_2$.
3. Se necesita energía para eliminar dos electrones del Ca y formar Ca^{2+}, y se requiere agregar dos electrones al O para formar O^{2-}. Entonces, ¿por qué el CaO es estable en relación con los elementos libres?

IMAGINE

¿Qué sucedería con las magnitudes de las atracciones y repulsiones representadas en *a*) si los núcleos estuvieran más separados?



▲ **FIGURA 3.6 El enlace covalente en el H_2.** *a*) Atracciones y repulsiones entre electrones y núcleos en la molécula de hidrógeno. *b*) Distribución electrónica en la molécula de H_2.

3.3 ENLACE COVALENTE

La gran mayoría de las sustancias químicas no tienen las características de los materiales iónicos. Muchas de las sustancias con las que existe contacto en la vida diaria, como el agua, tienden a ser gases, líquidos o sólidos con bajos puntos de fusión. Muchas, como la gasolina, se evaporan rápidamente. Otras son flexibles en sus formas sólidas, por ejemplo, las bolsas plásticas y la parafina.

Para una amplia clase de sustancias que no presentan un comportamiento iónico se necesita un modelo distinto para describir los enlaces entre átomos. G. N. Lewis razonó que los átomos podrían adquirir una configuración electrónica de gas noble si compartieran electrones con otros átomos. Un enlace químico formado al compartir un par de electrones se conoce como *enlace covalente*.

La molécula de hidrógeno, H_2, proporciona el ejemplo más sencillo de un enlace covalente. Cuando dos átomos de hidrógeno se encuentran cerca uno del otro, los dos núcleos con carga positiva se repelen entre sí, los dos electrones con carga negativa también se repelen, y los núcleos y los electrones se atraen, como muestra la ◀ **FIGURA 3.6*a***). Debido a que la molécula de H_2 es estable, se sabe que las fuerzas de atracción deben exceder a las de repulsión. Veamos con más detalle las fuerzas atractivas que mantienen unida a esta molécula.

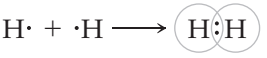
Mediante métodos de mecánica cuántica, es posible calcular la distribución de la densidad electrónica en las moléculas. Tal cálculo para el H_2 muestra que las atracciones entre los núcleos y los electrones ocasionan que la densidad electrónica se concentre entre los núcleos, como se aprecia en la figura 3.6*b*). Como resultado, las interacciones electrostáticas totales son atractivas. Así, los átomos en el H_2 se mantienen unidos principalmente porque los dos núcleos positivos son atraídos hacia la concentración de carga negativa entre ellos. En esencia, el par de electrones compartido en cualquier enlace covalente actúa como una especie de "pegamento" para mantener unidos a los átomos.

PIÉNSELO UN POCO

Si una molécula de H_2 se ioniza para formar H_2^+, cambiará la fuerza del enlace. De acuerdo con la descripción de enlace covalente dada previamente, ¿esperaría que el enlace H—H de H^{2+} fuera más débil o más fuerte que el enlace H—H del H_2?

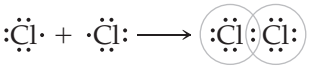
Estructuras de Lewis

La formación de enlaces covalentes puede representarse con los símbolos de Lewis. Por ejemplo, la formación de la molécula de H_2 a partir de dos átomos de H se representa como:



Al formarse el enlace covalente, cada átomo de hidrógeno adquiere un segundo electrón, alcanzando la configuración electrónica estable de dos electrones del gas noble helio.

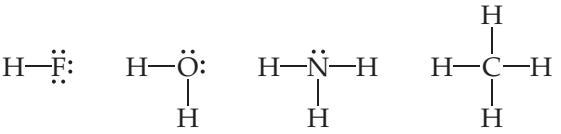
La formación de un enlace covalente entre dos átomos de Cl para dar una molécula de Cl_2 se representa de forma similar:



Al compartir el par electrónico de enlace, cada átomo de cloro tiene ocho electrones (un octeto) en su capa de valencia, adquiriendo así la configuración electrónica del gas noble argón.

Las estructuras que se muestran aquí para el H_2 y el Cl_2 se conocen como **estructuras de Lewis** o *estructuras de electrón-punto de Lewis*. Al escribir estructuras de Lewis, por lo general, se muestra cada par de electrones compartidos como una línea y cualesquiera pares de electrones no compartidos como puntos. Escritos de esta forma, las estructuras de Lewis para el H_2 y el Cl_2 son:

Para los no metales, el número de electrones de valencia en un átomo neutro es el mismo que el número de grupo. Por lo tanto, se predice que los elementos del grupo 7A, como el F, formarían un enlace covalente para lograr un octeto; que los elementos del grupo 6A, como el O, formarían dos enlaces covalentes; los elementos del grupo 5A, como el N, formarían tres y que los elementos del grupo 4A, como el C, formarían cuatro. Estas predicciones se confirman en muchos compuestos; por ejemplo, los compuestos con hidrógeno de los no metales de la segunda fila de la tabla periódica:



EJERCICIO RESUELTO 3.3 Estructura de Lewis de un compuesto

Dados los símbolos de Lewis para el nitrógeno y el flúor de la tabla 3.1, prediga la fórmula del compuesto binario estable (un compuesto constituido por dos elementos) que se forma cuando el nitrógeno reacciona con el flúor; además, represente su estructura de Lewis.

SOLUCIÓN

Análisis Los símbolos de Lewis para el nitrógeno y el flúor muestran que el nitrógeno tiene cinco electrones de valencia y el flúor tiene siete.

Estrategia Es necesario encontrar una combinación de los dos elementos que dé como resultado un octeto de electrones alrededor de cada átomo. El nitrógeno requiere tres electrones adicionales para completar su octeto, mientras que el flúor solo necesita uno. Cuando un átomo de N y un átomo de F comparten un par de electrones, el resultado es un octeto de electrones para el flúor, pero no para el nitrógeno. Por lo tanto, debe buscarse la forma de obtener dos electrones más para el átomo de N.

Solución El nitrógeno debe compartir un par de electrones con tres átomos de flúor para completar su octeto. Así, el compuesto binario que estos dos elementos forman debe ser NF_3:

Comprobación La estructura de Lewis en el centro muestra que cada átomo está rodeado por un octeto de electrones. Una vez que se acostumbre a pensar que cada línea en una estructura de Lewis representa *dos* electrones compartidos, podrá utilizarla con facilidad y de manera directa para comprobar los octetos.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Compare el símbolo de Lewis del neón con la estructura de Lewis del metano, CH_4. ¿De qué manera importante se parecen los arreglos de electrones alrededor del neón con los del carbono? ¿En qué aspecto importante difieren?

Respuesta: Ambos átomos tienen un octeto de electrones. Sin embargo, los electrones alrededor del neón son pares de electrones no compartidos, mientras que los del carbono están compartidos con cuatro átomos de hidrógeno.

Enlaces múltiples

Cuando se comparte un par de electrones, se forma un enlace covalente sencillo, que en general se conoce como **enlace sencillo**. En muchas moléculas, los átomos logran octetos completos compartiendo más de un par de electrones. Cuando se comparten dos pares de electrones, se dibujan dos líneas en la estructura de Lewis, representando un **enlace doble**. Por ejemplo, en el caso del dióxido de carbono, el enlace ocurre entre el carbono, con cuatro electrones de valencia, y el oxígeno, que tiene seis:

$$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{O}}: + \cdot\dot{C}\cdot + :\dot{\underset{\cdot\cdot}{O}}: \longrightarrow \ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}::C::\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}} \qquad (\text{o } \ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}}{=}C{=}\ddot{\underset{\cdot\cdot}{O}})$$

Como muestra el diagrama, cada átomo de oxígeno adquiere un octeto al compartir dos pares de electrones con el carbono. El carbono adquiere un octeto al compartir dos pares de electrones con cada uno de los dos átomos de oxígeno; cada enlace doble implica cuatro electrones.

Un **enlace triple** representa compartir tres pares de electrones, como en la molécula del N_2:

$$:\dot{\underset{\cdot\cdot}{N}}\cdot + \cdot\dot{\underset{\cdot\cdot}{N}}: \longrightarrow :N:::N: \qquad (\text{o } :N{\equiv}N:)$$

Debido a que cada átomo de nitrógeno tiene cinco electrones de valencia, debe compartir tres pares de electrones para lograr la configuración de octeto.

Las propiedades del N_2 concuerdan por completo con su estructura de Lewis. El nitrógeno es un gas diatómico con una reactividad excepcionalmente baja que resulta del enlace nitrógeno-nitrógeno que es muy estable. Los átomos de nitrógeno están separados solo 1.10 Å. La corta distancia entre los dos átomos del N resulta del enlace triple entre los átomos. A partir de estudios estructurales de muchas sustancias diferentes, en las que los átomos de nitrógeno comparten uno o dos pares de electrones, hemos aprendido que la distancia promedio entre los átomos de nitrógeno enlazados varía con el número de pares de electrones compartidos:

N—N	N=N	N≡N
1.47 Å	1.24 Å	1.10 Å

Como regla general, la distancia entre dos átomos enlazados disminuye conforme aumenta el número de pares de electrones compartidos.

PIÉNSELO UN POCO

La longitud del enlace C—O en el monóxido de carbono, CO, es de 1.13 Å, mientras que la del enlace C—O en el CO_2 es de 1.24 Å. Sin representar una estructura de Lewis, ¿cree que el CO tiene un enlace sencillo, doble o triple?

REFLEXIÓN

¿Comprendo la utilidad de emplear estructuras de Lewis para representar la formación de enlaces covalentes?
¿Puedo suponer cualitativamente las distancias entre átomos que comparten electrones a partir de la estructura de Lewis?

ACTIVIDAD

1. *a*) ¿Qué significa el término *enlace covalente*? *b*) Escriba tres ejemplos de enlace covalente. *c*) Una sustancia XY, formada por dos elementos diferentes, hierve a −33 °C. ¿Qué tan probable es que XY sea una sustancia covalente o una iónica? Explique.
2. ¿Cuál de estos elementos es poco probable que forme enlaces covalentes: S, H, K, Ar, Si? Explique las opciones.
3. Mediante el uso de los símbolos y las estructuras de Lewis, represente la formación del $SiCl_4$ a partir de los átomos de Si y de Cl.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. *a*) Construya una estructura de Lewis para el O_2, en la cual cada átomo complete un octeto de electrones. *b*) Explique por qué es necesario formar un enlace doble en la estructura de Lewis. *c*) El enlace en el O_2 es más corto que el enlace O—O en los compuestos que contienen un enlace sencillo O—O. Explique esta observación.
2. *a*) Construya una estructura de Lewis para el peróxido de hidrógeno, H_2O_2, en la que cada átomo logra un octeto de electrones. *b*) ¿Espera que el enlace O—O en el H_2O_2 sea más largo o más corto que el enlace O—O en el O_2?

3.4 POLARIDAD DE ENLACE Y ELECTRONEGATIVIDAD

Cuando se enlazan dos átomos idénticos, como en el Cl_2 o el H_2, los pares de electrones deben compartirse equitativamente. En los enlaces de dos átomos ubicados en lados opuestos de la tabla periódica, como en el NaCl, se comparten los electrones muy poco, lo cual significa que el NaCl se describe mejor como un compuesto de iones Na^+ y Cl^-. El electrón 3*s* del átomo de Na, en efecto, se transfiere por completo al cloro. Los enlaces que se presentan en la mayoría de las sustancias caen entre estos extremos.

La **polaridad del enlace** es una medida de qué tan equitativamente se comparten los electrones en cualquier enlace covalente. Un **enlace covalente no polar** es aquel donde los electrones se comparten de manera equitativa, como en el Cl_2 y el N_2. En un **enlace covalente polar**, uno de los átomos ejerce una atracción mayor sobre los electrones del enlace que el otro. Si la diferencia en la capacidad relativa de atraer electrones es suficientemente grande, se forma un enlace iónico.

Recordemos que la electronegatividad se define como la capacidad de un átomo *en una molécula* para atraer electrones hacia sí mismo. Esta propiedad de los elementos permite estimar si un enlace dado es covalente no polar, covalente polar o iónico.

Puede utilizarse la diferencia de electronegatividad entre dos átomos para medir la polaridad del enlace entre ellos. Considere estos tres compuestos que contienen flúor:

	F_2	HF	LiF
Diferencia de electronegatividad	4.0 − 4.0 = 0	4.0 − 2.1 = 1.9	4.0 − 1.0 = 3.0
Tipo de enlace	Covalente no polar	Covalente polar	Iónico

En el F_2 los electrones se comparten de manera equitativa entre los átomos de flúor y, así, el enlace covalente es *no polar*. Un enlace covalente no polar se presenta cuando las electronegatividades de los átomos enlazados son iguales.

En el HF el átomo de flúor es más electronegativo que el de hidrógeno, dando como resultado que los electrones se compartan de forma desigual, el enlace es *polar*. En general, un enlace covalente polar resulta cuando los átomos difieren en electronegatividad. En el HF, el átomo de flúor, el cual es más electronegativo, atrae la densidad electrónica alejándola del átomo de hidrógeno que es menos electronegativo, en tanto que deja una carga parcial positiva en el átomo de hidrógeno y una carga parcial negativa en el átomo de flúor. Esta distribución de carga se representa como:

$$\overset{\delta+}{\mathrm{H}}\!-\!\overset{\delta-}{\mathrm{F}}$$

Los símbolos $\delta+$ y $\delta-$ (que se leen como "delta más" y "delta menos") representan las cargas parciales positiva y negativa, respectivamente.

En el LiF es muy grande la diferencia de electronegatividad, lo cual significa que la densidad electrónica se desplaza hacia el F. Por lo tanto, el enlace resultante se describe con mayor exactitud como *iónico*.

El desplazamiento de densidad electrónica hacia el átomo más electronegativo en un enlace se aprecia en los resultados de los cálculos de distribuciones de densidad electrónica. Para las tres especies de nuestro ejemplo, las distribuciones de densidad electrónica calculadas se muestran en la ▼ **FIGURA 3.7**. Se observa que en el F_2 la distribución es simétrica, en el HF está desplazada de manera evidente hacia el flúor, y en el LiF el desplazamiento es aún mayor. Por lo tanto, estos ejemplos ilustran que *cuanto más grande sea la diferencia de electronegatividad entre dos átomos, su enlace es más polar*.

PIÉNSELO UN POCO

Según las diferencias de electronegatividad, ¿cómo caracterizaría el enlace del dióxido de azufre, SO_2? ¿Esperaría que los enlaces entre el S y el O fueran covalentes no polares, covalentes polares o iónicos?

EJERCICIO RESUELTO 3.4 Polaridad de enlace

En cada caso, ¿cuál enlace es más polar: *a*) B—Cl o C—Cl, *b*) P—F o P—Cl? En cada caso, indique qué átomo tiene la carga parcial negativa.

SOLUCIÓN

Análisis Se pide determinar las polaridades relativas de enlace, tan solo a partir de los átomos implicados en los enlaces.

Estrategia Puesto que no se requieren respuestas cuantitativas, entonces se recurre a la tabla periódica y a nuestro conocimiento de las tendencias de la electronegatividad para responder a la pregunta.

Solución

a) El átomo de cloro es común en ambos enlaces. Por lo tanto, el análisis se reduce a una comparación de las electronegatividades del B y C. El boro se encuentra a la izquierda del carbono en la tabla periódica, entonces se predice que el boro es menos electronegativo. El cloro, al estar del lado derecho de la tabla, es más electronegativo. El enlace más polar será aquel entre el átomo menos electronegativo (boro) y el más electronegativo (cloro). En consecuencia, el enlace B—Cl es más polar; el átomo de cloro tiene la carga parcial negativa porque es más electronegativo.

b) En este ejemplo, el fósforo es común en ambos enlaces, y el análisis se reduce a una comparación de las electronegatividades del F y el Cl. El flúor se encuentra arriba del cloro en la tabla periódica, así que debería ser más electronegativo y formaría el enlace más polar con el P. La gran electronegatividad del flúor significa que porta una carga parcial negativa.

Comprobación

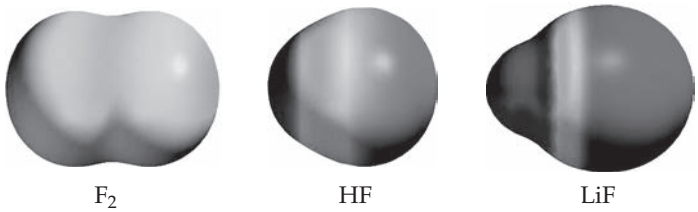
a) La diferencia en las electronegatividades del cloro y el boro es $3.0 - 2.0 = 1.0$; la diferencia entre el cloro y el carbono es $3.0 - 2.5 = 0.5$. Por lo tanto, el enlace B—Cl es más polar, como se había predicho.

b) La diferencia en las electronegatividades del cloro y el fósforo es $3.0 - 2.1 = 0.9$; la diferencia entre el flúor y el fósforo es $4.0 - 2.1 = 1.9$. Por lo tanto, el enlace P—F es más polar, como se esperaba.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuál de los siguientes enlaces es el más polar: S—Cl, S—Br, Se—Cl o Se—Br?

Respuesta: Se—Cl



► **FIGURA 3.7 Distribución de densidad electrónica.** Esta imagen generada por computadora muestra la distribución de densidad electrónica calculada sobre la superficie de moléculas de F_2, HF y LiF.

F_2 HF LiF

ACTIVIDAD

1. ¿Cuál de los siguientes enlaces es polar: *a*) B—F, *b*) Cl—Cl, *c*) Se—O, *d*) H—I? ¿Cuál es el átomo más electronegativo en cada enlace polar?
2. Clasifique los enlaces de cada uno de los siguientes conjuntos en orden de polaridad creciente: *a*) C—F, O—F, Be—F; *b*) O—Cl, S—Br, C—P; *c*) C—S, B—F, N—O.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Realice un bosquejo de la tabla periódica e indique con flechas rojas hacia dónde se incrementa la electronegatividad; coloree en el mismo esquema los elementos predominantemente metálicos y los predominantemente no metálicos.
2. *a*) ¿Cuál es el significado del término *electronegatividad*? *b*) En la escala de Pauling, ¿cuál es el intervalo de valores de electronegatividad para los elementos? *c*) ¿Cuál elemento tiene la mayor electronegatividad? *d*) ¿Cuál elemento tiene la menor electronegatividad?
3. *a*) ¿Cuál es la tendencia en la electronegatividad cuando nos movemos de izquierda a derecha en una fila de la tabla periódica? *b*) ¿Cómo varían, en general, los valores de la electronegatividad cuando descendemos una columna en la tabla periódica? *c*) ¿Cómo se relacionan las tendencias periódicas de la electronegatividad con las tendencias de la energía de ionización y de la afinidad electrónica?
4. Utilice los símbolos y diagramas de Lewis para representar la formación del PF_3 a partir de los átomos de P y F.
5. Consultando solo la tabla periódica, seleccione: *a*) el elemento más electronegativo del grupo 6A; *b*) el elemento menos electronegativo en el grupo Al, Si, P; *c*) el elemento más electronegativo en el grupo Ga, P, Cl, Na; *d*) el elemento en el grupo K, C, Zn, F, que tiene más probabilidad de formar un compuesto iónico con el Ba.

Momentos dipolares

La diferencia de electronegatividad entre el H y el F origina un enlace covalente polar en la molécula del HF. En consecuencia, existe una concentración de carga negativa en el átomo más electronegativo, el F, dejando al átomo menos electronegativo, el H, en el extremo positivo de la molécula. Una molécula como el HF, en la que los centros de carga positiva y negativa no coinciden, es una **molécula polar**. Por lo tanto, describen a los enlaces y a las moléculas completas como polares y no polares.

La polaridad de la molécula de HF se puede indicar de dos formas:

$$\overset{\delta+}{\mathrm{H}}\!-\!\overset{\delta-}{\mathrm{F}} \quad o \quad \mathrm{H}\!-\!\mathrm{F}$$

En la notación de la derecha, la flecha representa el desplazamiento de la densidad electrónica hacia el átomo de flúor. El extremo cruzado de la flecha se considera como un signo positivo que designa el extremo positivo de la molécula.

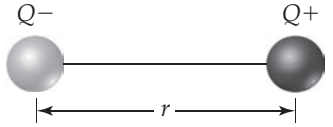
La polaridad ayuda a determinar muchas propiedades observadas a nivel macroscópico, en el laboratorio y en la vida diaria. Las moléculas polares se alinean unas respecto de otras, con el extremo negativo de una molécula y el extremo positivo de otra atrayéndose entre sí. Las moléculas polares son atraídas del mismo modo por los iones. El extremo negativo de una molécula polar es atraído por un ion positivo y el extremo positivo es atraído por un ion negativo. Estas interacciones explican muchas de las propiedades de los líquidos, sólidos y disoluciones.

¿Cómo se cuantifica la polaridad de una molécula? Siempre que una distancia separa a dos cargas eléctricas de igual magnitud, pero de signos opuestos, se establece un **dipolo**. La medida cuantitativa de la magnitud de un dipolo se conoce como **momento dipolar**, representado como μ. Si una distancia r separa dos cargas de igual magnitud pero de signos opuestos, $Q+$ y $Q-$, como en la ► **FIGURA 3.8**, la magnitud del momento dipolar es el producto de Q y r:

$$\mu = Qr \qquad [3.8]$$

IMAGINE

Si las partículas cargadas tienden a juntarse, ¿μ se incrementa, decrece o queda intacto?



Momento dipolar $\mu = Qr$

▲ **FIGURA 3.8 Dipolo y momento dipolar.** Cuando cargas de igual magnitud y signos opuestos, $Q+$ y $Q-$, están separadas por una distancia r, se produce un dipolo.

Esta expresión nos indica que el momento dipolar aumenta conforme crece la magnitud de Q y también al incrementarse r. Para una molécula no polar, como el F_2, el momento dipolar es cero porque no hay separación entre las cargas.

PIÉNSELO UN POCO

El monofluoruro de cloro, ClF, y el monofluoruro de yodo, IF, son *compuestos interhalógenos*, compuestos que contienen enlaces entre diferentes elementos halógenos. ¿Cuál de estas moléculas tendrá el mayor momento dipolar?

Por lo regular, los momentos dipolares se reportan en *debyes* (D), una unidad que es igual a 3.34×10^{-30} coulomb-metro (C-m). En general, para moléculas, la carga se mide en unidades de la carga electrónica, e, 1.60×10^{-19} C, y la distancia en angstroms. Esto significa que es necesario convertir unidades siempre que se desee reportar un momento dipolar en debyes. Suponga que dos cargas, 1+ y 1− (en unidades de e), están separadas por 1.00 Å. El momento dipolar producido es

$$\mu = Qr = (1.60 \times 10^{-19}\text{C})(1.00\ \text{Å})\left(\frac{10^{-10}\text{m}}{1\ \text{Å}}\right)\left(\frac{1\ \text{D}}{3.34 \times 10^{-30}\text{C-m}}\right) = 4.79\ \text{D}$$

La medición de los momentos dipolares brinda valiosa información sobre las distribuciones de carga en las moléculas, como lo muestra el ejercicio resuelto 3.5.

EJERCICIO RESUELTO 3.5 Momentos dipolares de moléculas diatómicas

La longitud de enlace en la molécula HCl es 1.27 Å. *a*) Calcule el momento dipolar, en debyes, que resulta si las cargas de los átomos de H y Cl fueran 1+ y 1−, respectivamente. *b*) El momento dipolar del HCl(*g*), medido experimentalmente, es 1.08 D. ¿Qué magnitud de carga, en unidades de e, para los átomos de H y Cl produciría este momento dipolar?

SOLUCIÓN

Análisis y estrategia En el inciso *a*) se pide calcular el momento dipolar del HCl, que resultaría si hubiera una transferencia completa de carga del H al Cl. Se emplea la ecuación 3.11 para obtener este resultado. En *b*) se proporciona el momento dipolar real de la molécula y se utilizará ese valor para calcular las cargas parciales reales de los átomos de H y Cl.

Solución

a) La carga de cada átomo es la carga electrónica, $e = 1.60 \times 10^{-19}$ C. La separación es 1.27 Å. Por lo tanto, el momento dipolar es:

$$\mu = Qr = (1.60 \times 10^{-19}\ \text{C})(1.27\ \text{Å})\left(\frac{10^{-10}\ \text{m}}{1\ \text{Å}}\right)\left(\frac{1\ \text{D}}{3.34 \times 10^{-30}\ \text{C-m}}\right) = 6.08\ \text{D}$$

b) Se conoce el valor de μ, 1.08 D, y el valor de r, 1.27 Å. Se desea calcular el valor de Q:

$$Q = \frac{\mu}{r} = \frac{(1.08\ \text{D})\left(\frac{3.34 \times 10^{-30}\ \text{C-m}}{1\ \text{D}}\right)}{(1.27\ \text{Å})\left(\frac{10^{-10}\ \text{m}}{1\ \text{Å}}\right)} = 2.84 \times 10^{-20}\ \text{C}$$

Es fácil convertir esta carga a unidades de e:

$$\text{Carga en } e = (2.84 \times 10^{-20}\ \text{C})\left(\frac{1\ e}{1.60 \times 10^{-19}\ \text{C}}\right) = 0.178e$$

Así, el momento dipolar experimental indica que la separación de carga en la molécula de HCl es:

$$\overset{0.178+}{\text{H}} \text{ — } \overset{0.178-}{\text{Cl}}$$

Como el momento dipolar experimental es menor que el calculado en el inciso *a*), las cargas de los átomos son bastante menores que una carga electrónica completa. Esto se podría haber anticipado porque el enlace H — Cl es covalente polar más que iónico.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

El momento dipolar del monofluoruro de cloro, ClF(*g*), es 0.88 D. La longitud de enlace de la molécula es 1.63 Å. *a*) ¿Cuál átomo se espera que tenga la carga parcial negativa? *b*) ¿Cuál es la carga de ese átomo en unidades de e?

Respuestas: *a*) F, *b*) 0.11−

TABLA 3.3 • Longitudes de enlace, diferencias de electronegatividad y momentos dipolares de los haluros de hidrógeno

Compuesto	Longitud de enlace (Å)	Diferencia de electronegatividad	Momento dipolar (D)
HF	0.92	1.9	1.82
HCl	1.27	0.9	1.08
HBr	1.41	0.7	0.82
HI	1.61	0.4	0.44

La ▲ **TABLA 3.3** presenta las longitudes de enlace y los momentos dipolares de los haluros de hidrógeno. Observe que al moverse del HF al HI, la diferencia en la electronegatividad disminuye y la longitud de enlace se incrementa. El primer efecto disminuye la cantidad de carga separada y ocasiona que el momento dipolar disminuya del HF al HI, aun cuando la longitud de enlace aumente. Cálculos idénticos a los utilizados en el ejercicio resuelto 3.5 muestran que las cargas reales de los átomos disminuyen de 0.41+ y 0.41− en el HF a 0.057+ y 0.057− en el HI. Puede visualizarse el grado de variación en el desplazamiento de la carga electrónica en estas sustancias a partir de imágenes generadas por computadora, las cuales se basan en cálculos de distribución electrónica, como se muestra en la ▼ **FIGURA 3.9**. Para estas moléculas, el cambio en la diferencia de electronegatividad tiene un mayor efecto sobre el momento dipolar que el cambio en la longitud de enlace.

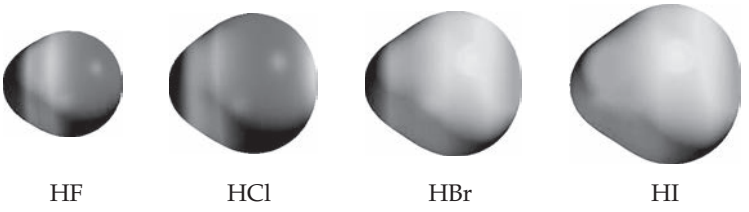
PIÉNSELO UN POCO

En química, el enlace entre el carbono y el hidrógeno es uno de los tipos más importantes de enlace. La longitud de un enlace H—C es de aproximadamente 1.1 Å. De acuerdo con esta distancia y con las diferencias de electronegatividad, ¿predeciría que el momento dipolar de un enlace individual H—C es mayor o menor que el momento dipolar de un enlace H—I?

Antes de concluir esta sección, considere la molécula de LiF ilustrada en la figura 3.7. En condiciones estándar, el LiF existe como un sólido iónico con un arreglo de átomos análogo a la estructura de cloruro de sodio, como se muestra en la figura 3.2. Sin embargo, es posible generar *moléculas* de LiF evaporando el sólido iónico a temperaturas elevadas. Las moléculas tienen un momento dipolar de 6.28 D y una distancia de enlace de 1.53 Å. Con estos valores es posible calcular la carga del litio y el flúor como 0.857+ y 0.857−, respectivamente. Este enlace es extremadamente polar, y la presencia de estas cargas tan grandes favorece mucho la formación de una red iónica extendida en la que cada ion litio está rodeado por iones fluoruro y viceversa.

ACTIVIDAD

1. ¿Cuál es la diferencia entre los enlaces covalente no polar, polar y coordinado?
2. Explique con sus palabras el concepto de momento dipolar.



▲ **FIGURA 3.9** **Separación de carga en los haluros de hidrógeno.** En el HF, la gran electronegatividad del F aleja del H gran parte de la densidad electrónica. En el HI, el I es mucho menos electronegativo que el F, entonces no atrae fuertemente a los electrones compartidos y, en consecuencia, hay mucho menos polarización del enlace.

Distinción entre los enlaces iónicos y los enlaces covalentes

Para comprender las interacciones responsables del enlace químico, es conveniente tratar por separado a los enlaces iónicos y a los covalentes. Este es el método que se emplea en el presente capítulo, así como en la mayoría de los textos de química de nivel superior. Sin embargo, en realidad hay un continuo entre los extremos de los enlaces iónicos y los covalentes. La carencia de una separación bien definida entre los dos tipos de enlace, en principio, tal vez parezca inquietante o genere confusión.

Los modelos sencillos de enlaces covalentes y iónicos presentados en este capítulo están encaminados hacia la comprensión y predicción de las estructuras y propiedades de los compuestos químicos. Cuando el enlace covalente predomina, es común esperar que los compuestos existan como moléculas*, con todas las propiedades asociadas a las sustancias moleculares, como sus puntos de fusión y de ebullición relativamente bajos y su comportamiento no electrolítico cuando se disuelven en agua. Cuando el enlace iónico predomina, se espera que los compuestos sean sólidos quebradizos con puntos de fusión elevados, con estructuras de red extendidas y que muestren un comportamiento electrolítico cuando se disuelvan en agua.

De hecho, existen excepciones a estas caracterizaciones generales. No obstante, la capacidad de categorizar con rapidez las interacciones de enlace predominantes en una sustancia como covalentes o iónicas imparte una considerable perspectiva sobre las propiedades de dicha sustancia. Entonces surge la pregunta de cuál es la mejor manera de reconocer qué tipo de enlace predomina.

El método más sencillo consiste en suponer que la interacción entre un metal y un no metal es iónica y que entre dos no metales es covalente. Aunque este esquema de clasificación es razonablemente predictivo, hay demasiadas excepciones como para utilizarlo a ciegas. Por ejemplo, el estaño es un metal y el cloro es un no metal, pero el $SnCl_4$ es una sustancia molecular que existe como un líquido incoloro a temperatura ambiente. Su punto de congelación es -33 °C y el de ebullición es 114 °C. Es claro que esta sustancia no tiene las características de una sustancia iónica. Un método más elaborado consiste en emplear la diferencia de electronegatividad como el criterio principal para determinar si dominará el enlace iónico o el covalente. Este método predice correctamente el enlace del $SnCl_4$ como covalente polar de acuerdo con la diferencia de electronegatividad, 1.2, y a la vez predice de manera correcta el enlace de NaCl como predominantemente iónico con base en una diferencia de electronegatividad de 2.1.

La evaluación del enlace con base en la diferencia de electronegatividad es un sistema útil, pero tiene una deficiencia. Los valores de la electronegatividad dados en la figura 2.16 no consideran los cambios de enlace que acompañan a los cambios en el estado de oxidación del metal. Por ejemplo, la figura 2.16 indica que la diferencia de electronegatividad entre el manganeso y el oxígeno es $3.5 - 1.5 = 2.0$, la cual cae en el intervalo donde el enlace en general se considera iónico (la diferencia de electronegatividad del NaCl es $3.0 - 0.9 = 2.1$). Así, no es sorprendente saber que el óxido de manganeso(II), MnO, es un sólido verde que se funde a 1842 °C y que tiene la misma estructura cristalina que el NaCl.

Sin embargo, el enlace entre el manganeso y el oxígeno no siempre es iónico. El óxido de manganeso(VII), Mn_2O_7, es un líquido verde que se congela a 5.9 °C, lo cual indica que el enlace covalente, y no el iónico, es el que predomina. El cambio en el estado de oxidación del manganeso es responsable por el cambio en el tipo de enlace. En general, siempre que aumenta el estado de oxidación del metal, también aumenta el grado del enlace covalente. Cuando el estado de oxidación del metal es altamente positivo (en términos generales, $+4$ o mayor), se debería esperar una covalencia significativa en los enlaces que forma con los no metales. Así, con metales en altos estados de oxidación se encuentran sustancias moleculares, como el Mn_2O_7, o iones poliatómicos, como el MnO_4^- y el CrO_4^{2-}, en lugar de compuestos iónicos.

PIÉNSELO UN POCO

Se tiene un sólido amarillo que se funde a 41 °C y hierve a 131 °C, y un sólido verde que se funde a 2320 °C. Si se dice que uno de los compuestos es Cr_2O_3 y el otro es OsO_4, ¿cuál esperaría que fuera el sólido amarillo?

*Hay algunas excepciones a esta regla, como los sólidos en red, incluyendo el diamante, el silicio y el germanio, donde se forma una estructura extendida aun cuando el enlace es claramente covalente.

REFLEXIÓN

¿Comprendo la relación entre la electronegatividad y la polaridad de las moléculas? ¿Interpreto, a partir del acomodo periódico de los elementos, a los más electronegativos?

ACTIVIDAD

1. A partir de los datos en la tabla 3.3, calcule las cargas efectivas en los átomos de H y Br de la molécula HBr en unidades de la carga electrónica, *e*.
2. Compare sus respuestas de la pregunta 1 con las dadas en el ejemplo resuelto 3.5 para la molécula de HCl. ¿Podría explicar por qué son diferentes los valores?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. La molécula de monobromuro de yodo, IBr, tiene una longitud de enlace de 2.49 Å y un momento dipolar de 1.21 D. *a*) ¿Cuál átomo de la molécula se espera que tenga una carga negativa? Explique. *b*) Calcule las cargas efectivas de los átomos de I y Br en el IBr, en unidades de carga electrónica, *e*.
2. En los siguientes pares de compuestos binarios, determine cuál de ellos es una sustancia molecular y cuál es una sustancia iónica. Utilice la convención de nomenclatura adecuada (para sustancias iónicas o moleculares) y asigne nombre a cada compuesto: *a*) SiF_4 y LaF_3, *b*) $FeCl_2$ y $ReCl_6$, *c*) $PbCl_4$ y RbCl.

3.5 REPRESENTACIÓN DE LAS ESTRUCTURAS DE LEWIS

Las estructuras de Lewis pueden ayudar a comprender los enlaces de muchos compuestos y con frecuencia se utilizan para explicar las propiedades de las moléculas. Por esta razón, la representación de las estructuras de Lewis es una importante habilidad que usted debería practicar. Para lograrlo, se recomienda el siguiente procedimiento:

1. **Sume los electrones de valencia de todos los átomos.** (Utilice la tabla periódica para determinar el número de electrones de valencia de cada átomo). Para un anión, sume un electrón al total de cada carga negativa. Para un catión, reste un electrón del total por cada carga positiva. No se preocupe por saber de qué átomos provienen los electrones. Solo el número total es importante.

2. **Escriba los símbolos de los átomos para mostrar cuáles están unidos con cuáles y conéctelos mediante un enlace sencillo** (***una* línea *representando* dos *electrones***). Las fórmulas químicas con frecuencia se escriben en el orden en el que están conectados los átomos en la molécula o el ion. Por ejemplo, la fórmula HCN le indica que el átomo de carbono está unido al átomo de H y al de N. En muchas moléculas y iones poliatómicos, el átomo central generalmente se escribe primero, como en el CO_3^{2-} y el SF_4. Recuerde que, en general, el átomo central es menos electronegativo que los átomos que lo rodean. En otros casos, es probable que necesite más información antes de que pueda representar la estructura de Lewis.

3. **Complete los octetos alrededor de todos los átomos unidos al átomo central.** Sin embargo, recuerde que un átomo de hidrógeno solo tiene un par de electrones a su alrededor.

4. **Coloque los electrones que sobren en el átomo central,** incluso si al hacerlo resulta más de un octeto de electrones alrededor del átomo.

5. **Si no hay electrones suficientes para que el átomo central tenga un octeto, intente con enlaces múltiples.** Utilice uno o más de los pares no compartidos de electrones de los átomos unidos al átomo central para formar enlaces dobles o triples.

EJERCICIO RESUELTO 3.6 Representación de una estructura de Lewis

Represente la estructura de Lewis para el tricloruro de fósforo, PCl_3.

SOLUCIÓN

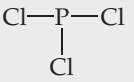
Análisis y estrategia Se pide representar una estructura de Lewis a partir de una fórmula molecular. Nuestra estrategia es seguir el procedimiento de cinco pasos ya descrito.

Solución

Primero, se suman los electrones de valencia. El fósforo (grupo 5A) tiene cinco electrones de valencia, y cada cloro (grupo 7A) tiene siete. El número total de electrones de valencia es, por lo tanto,

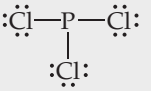
$$5 + (3 \times 7) = 26$$

Segundo, se acomodan los átomos para mostrar cuál está conectado con cuál, y se dibuja un enlace sencillo entre ellos. Hay varias formas de acomodar los átomos. Sin embargo, en compuestos binarios, el primer elemento en la fórmula química es el que generalmente está rodeado por los átomos restantes. Así, se inicia con una estructura de esqueleto que muestra un enlace sencillo entre el átomo de P y cada átomo de Cl:

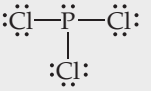


(No es crucial que los átomos de Cl estén a la izquierda, a la derecha y abajo del átomo de P; funcionará cualquier estructura que muestre cada uno de los tres átomos de Cl unidos a P).

Tercero, se completan los octetos de los átomos unidos al átomo central. Al colocar los octetos alrededor de cada átomo de Cl se representan 24 electrones (recuerde, cada línea en nuestra estructura indica *dos* electrones):



Cuarto, nuestro número total de electrones es 26; entonces los dos electrones restantes se colocan en el átomo central, completando el octeto a su alrededor:

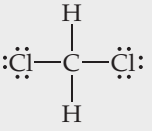


Esta estructura le asigna un octeto a cada átomo; entonces se hace un alto en este punto. (Al comprobar los octetos, recuerde contar los dos electrones de un enlace sencillo dos veces, una vez para cada átomo que forma el enlace).

EJERCICIO DE PRÁCTICA

a) ¿Cuántos electrones de valencia deberían aparecer en la estructura de Lewis del CH_2Cl_2?

b) Represente la estructura de Lewis.

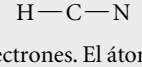
Respuestas: *a*) 20, *b*) 

EJERCICIO RESUELTO 3.7 Estructura de Lewis con un enlace múltiple

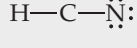
Represente la estructura de Lewis para el HCN.

SOLUCIÓN

El hidrógeno tiene un electrón de valencia, el carbono (grupo 4A) tiene cuatro, y el nitrógeno (grupo 5A) tiene cinco. El número total de electrones de valencia es, por lo tanto, $1 + 4 + 5 = 10$. En principio, hay distintas formas que podrían elegirse para acomodar los átomos. Debido a que el hidrógeno solo puede acomodar un par de electrones, este siempre tiene un solo enlace sencillo asociado a él. Por lo tanto, C — H — N es un arreglo imposible. Las restantes dos posibilidades son H — C — N y H — N — C. El primero es el arreglo encontrado experimentalmente. Quizá supuso que este era el arreglo atómico porque: *a*) la fórmula está escrita con los átomos en ese orden y *b*) el carbono es menos electronegativo que el nitrógeno. Así, se inicia con la estructura de esqueleto



Estos dos enlaces representan cuatro electrones. El átomo de H solo puede tener dos electrones asociados con él, y entonces no se le adicionan más electrones. Si los seis electrones restantes se colocan alrededor del N para darle un octeto, no se logra un octeto en el C:

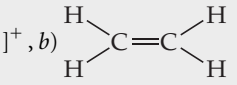


Por lo tanto, se intenta un enlace doble entre el C y el N, utilizando uno de los pares no compartidos para colocarlo sobre el N. Otra vez, hay menos de ocho electrones sobre el C, por lo que ahora se intenta un enlace triple. Esta estructura da un octeto alrededor del C y del N:

La regla del octeto se cumple para los átomos de C y N, y el átomo de H tiene dos electrones a su alrededor. Esta es una estructura de Lewis correcta.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Represente la estructura de Lewis para: *a*) el ion NO^+, *b*) C_2H_4.

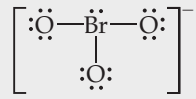
Respuestas: *a*)  , *b*)

EJERCICIO RESUELTO 3.8 Estructura de Lewis para un ion poliatómico

Represente la estructura de Lewis para el ion BrO_3^-.

SOLUCIÓN

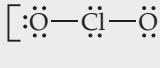
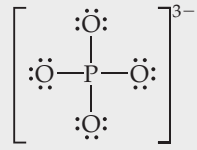
El bromo (grupo 7A) tiene siete electrones de valencia y el oxígeno (grupo 6A) tiene seis. Ahora debe agregarse un electrón más a nuestra suma para explicar la carga 1− del ion. Por lo tanto, el número total de electrones de valencia es $7 + (3 \times 6) + 1 = 26$. Para los oxianiones: BrO_3^-, SO_4^{2-}, NO_3^-, CO_3^{2-}, y así sucesivamente, los átomos de oxígeno rodean a los átomos no metálicos centrales. Después de seguir este formato, de colocar enlaces sencillos y de distribuir los pares de electrones no compartidos, se tiene:



Observe que la estructura de Lewis para un ion se escribe entre corchetes con la carga afuera en la esquina superior derecha.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Represente la estructura de Lewis para *a*) ClO_2^-, *b*) PO_4^{3-}.

Respuestas: *a*)  *b*) 

REFLEXIÓN

¿He aprendido a construir estructuras de Lewis para diversos elementos y compuestos?

ACTIVIDAD

1. Represente las estructuras de Lewis para las siguientes sustancias: *a*) SiH_4, *b*) CO, *c*) SF_2, *d*) H_2SO_4 (H está enlazado a O), *e*) ClO_2^-, *f*) NH_2OH.
2. Escriba las estructuras de Lewis para las siguientes sustancias: *a*) H_2CO (ambos átomos de H están enlazados al C), *b*) H_2O_2, *c*) C_2F_6 (contiene un enlace C—C), *d*) AsO_3^{3-}, *e*) H_2SO_3 (H está enlazado a O), *f*) C_2H_2.

Carga formal y estructuras de Lewis alternativas

Cuando se representa una estructura de Lewis, se describe cómo se distribuyen los electrones en una molécula o en un ion poliatómico. En algunos casos, pueden dibujarse varias estructuras de Lewis que obedecen la regla del octeto. Se piensa que todas esas estructuras contribuyen al arreglo *real* de los electrones en la molécula, pero no todas ellas contribuyen de igual manera. ¿Cómo determinar cuál de estas estructuras de Lewis es la más importante? Un enfoque consiste en "contabilizar" los electrones de valencia para determinar la *carga formal* de

cada átomo en cada estructura de Lewis. La **carga formal** de cualquier átomo en una molécula es la carga que tendría el átomo si todos los átomos de la molécula tuvieran la misma electronegatividad (es decir, si cada par electrónico de enlace de la molécula se compartiera equitativamente entre sus dos átomos).

Para calcular la carga formal de cualquier átomo en una estructura de Lewis, los electrones se asignan a los átomos como sigue:

1. *Todos* los electrones no compartidos (no enlazantes) se asignan al átomo en que se encuentran.
2. En cualquier enlace (sencillo, doble o triple) se asigna la *mitad* de los electrones de enlace a cada átomo en el enlace.

La carga formal de cada átomo se calcula *restando el número de electrones asignado al átomo del número de electrones de valencia del átomo neutro*.

Este procedimiento se ilustra calculando las cargas formales en el ion cianuro, CN^-, el cual tiene la siguiente estructura de Lewis:

$$[:C\equiv N:]^-$$

Para el átomo de C, hay dos electrones no enlazantes y tres electrones de los seis del enlace triple ($\frac{1}{2} \times 6 = 3$) para un total de cinco. El número de electrones de valencia de un átomo neutro de C es cuatro. Así, la carga formal del C es $4 - 5 = -1$. Para el N, hay dos electrones no enlazantes y tres electrones del enlace triple. Como el número de electrones de valencia de un átomo neutro de N es cinco, su carga formal es $5 - 5 = 0$:

$$[:\overset{-1}{C}\equiv\overset{0}{N}:]^-$$

Observe que la suma de las cargas formales es igual a la carga general del ion, $1-$. Las cargas formales de una molécula neutra deben sumar cero, mientras que las de un ion se suman para coincidir con la carga del ion.

Si para una molécula se pueden representar varias estructuras de Lewis, entonces el concepto de carga formal ayudará a decidir cuál es la más importante, y se designará como la estructura de Lewis *dominante*. Por ejemplo, una estructura de Lewis para el CO_2 tiene dos enlaces dobles. Sin embargo, también se puede cumplir la regla del octeto dibujando una estructura de Lewis con un enlace sencillo y un enlace triple. Al calcular las cargas formales en estas estructuras, se tiene:

Electrones de valencia:	6	4	6	6	4	6
−(Electrones asignados al átomo):	6	4	6	7	4	5
Carga formal:	0	0	0	−1	0	+1

En ambos casos observe que las cargas formales suman cero, como debe ser, porque el CO_2 es una molécula neutra. Entonces, ¿cuál es la estructura más adecuada? Como regla general, cuando varias estructuras de Lewis sean posibles, se utilizarán las siguientes reglas para elegir la dominante:

1. En general, la estructura de Lewis dominante es aquella en que las cargas formales de los átomos se acerquen más a cero.
2. Por lo general, una estructura de Lewis en la que cualquier carga negativa resida en los átomos más electronegativos es más dominante que una que tiene cargas negativas en los átomos menos electronegativos.

Así, la primera estructura de Lewis para el CO_2 es la dominante porque los átomos no tienen cargas formales y satisfacen la primera regla. La otra estructura de Lewis que se muestra (y una similar con un enlace triple a la izquierda de O y un enlace simple a la derecha de O) contribuye a la estructura real, pero en menor grado.

Aunque el concepto de carga formal ayuda a arreglar las estructuras de Lewis alternativas, en orden de importancia, es primordial recordar que *las cargas formales no representan cargas reales de los átomos*. Estas cargas son una herramienta útil. Las distribuciones de carga reales en las moléculas y iones se determinan no por las cargas formales, sino por un número de otros factores, que incluyen las diferencias de electronegatividad entre los átomos.

UNA MIRADA DE CERCA

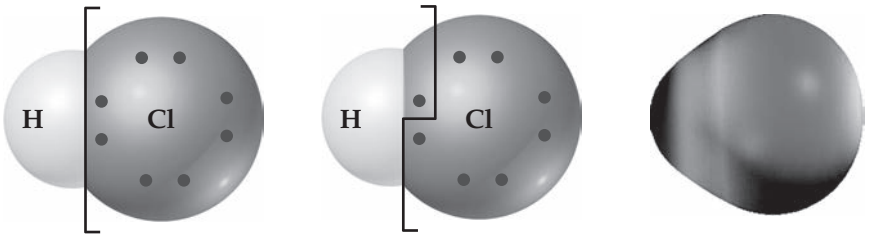
NÚMEROS DE OXIDACIÓN, CARGAS FORMALES Y CARGAS PARCIALES REALES

El concepto de electronegatividad es la base de los números de oxidación. El número de oxidación de un átomo es la carga que tendría si sus enlaces fueran completamente iónicos. Es decir, para determinar el número de oxidación, se cuentan todos los electrones compartidos con el átomo más electronegativo. Por ejemplo, considere la estructura de Lewis del HCl en la ▼ **FIGURA 3.10***a*). Para asignar números de oxidación, ambos electrones en el enlace covalente entre los átomos se asignan al átomo más electronegativo, Cl. Este procedimiento da al Cl ocho electrones de valencia, uno más que en el átomo neutro. Así, su número de oxidación es -1. El hidrógeno no tiene electrones de valencia cuando se cuentan de esta manera, por lo que se le asigna un número de oxidación de $+1$.

Para asignar cargas formales en esta molécula, se ignora la electronegatividad y se distribuyen los electrones en enlaces por igual a los dos átomos enlazados. En el caso del HCl, se divide el par de electrones enlazantes de forma equitativa entre el H y el Cl, como se muestra en la figura 3.10*b*). En este caso, el Cl tiene siete electrones asignados, los mismos que el átomo neutro de Cl, y el H tiene asignado un electrón. Entonces, las cargas formales tanto del Cl como del H en este compuesto son 0.

Ni el número de oxidación ni la carga formal dan una descripción precisa de las cargas reales de los átomos, ya que los números de oxidación dan mucha importancia al papel de la electronegatividad, en tanto que las cargas formales la ignoran. Parece razonable que los electrones de los enlaces covalentes deban distribuirse de acuerdo con las electronegatividades relativas de los átomos enlazados. En la figura 2.16 se observa que el Cl tiene una electronegatividad de 3.0, mientras que el H tiene 2.1. Por lo tanto, podría esperarse que el átomo más electronegativo, Cl, tuviera aproximadamente $3.0/(3.0 + 2.1) = 0.59$ de la carga eléctrica en el par de enlace, mientras que el átomo de H tiene $2.1/(3.0 + 2.1) = 0.41$ de la carga. Como el enlace consiste en dos electrones, el átomo de Cl comparte $0.59 \times 2e = 1.18e$, o $0.18e$ más que el átomo neutro del Cl. Esto da lugar a una carga parcial negativa de $0.18-$ en el Cl y una carga parcial positiva de $0.18+$ en el H. (Observe otra vez que se colocan los signos más y menos *antes* de la magnitud al escribir los números de oxidación y las cargas formales, pero se colocan *después* de la magnitud al escribir las cargas reales).

El momento dipolar del HCl da una medida experimental de la carga parcial de cada átomo. En el ejercicio resuelto 3.5 se vio que el momento dipolar del HCl indica una carga parcial de $0.178+$ en el H y de $0.178-$ en el Cl, que prácticamente concuerda con nuestra sencilla aproximación basada en las electronegatividades. Aunque nuestro método de aproximación proporciona números "estimados" para la magnitud de la carga de los átomos, la relación entre las electronegatividades y la separación de las cargas es, por lo general, más complicada. Como se sabe, se han desarrollado programas computacionales que emplean principios de la mecánica cuántica para obtener estimaciones más precisas de las cargas parciales en los átomos, incluso en moléculas complejas. La figura 3.10*c*) muestra una representación gráfica de la distribución de carga en el HCl elaborada con una computadora.



a) *b*) *c*)

◀ **FIGURA 3.10 Número de oxidación, carga formal y distribución de densidad electrónica para la molécula del HCl.**

PIÉNSELO UN POCO

Suponga que una estructura de Lewis para una molécula neutra que contiene flúor da como resultado una carga formal de $+1$ para el átomo de flúor. ¿A qué conclusión llegaría?

EJEMPLO RESUELTO 3.9 Estructuras de Lewis y cargas formales

Tres posibles estructuras de Lewis para el ion tiocianato, NCS^-, son:

$$[:\ddot{N}\!-\!C\equiv S:]^- \qquad [\ddot{N}\!=\!C\!=\!\ddot{S}]^- \qquad [:N\equiv C\!-\!\ddot{S}:]^-$$

a) Determine las cargas formales en cada estructura. *b*) Apoyándose en las cargas formales, ¿cuál estructura es la dominante?

SOLUCIÓN

a) Los átomos neutros de N, C y S tienen cinco, cuatro y seis electrones de valencia, respectivamente. Es posible determinar las cargas formales en las tres estructuras utilizando las reglas recién explicadas:

$$\overset{-2\quad 0\quad +1}{[:\ddot{N}\!-\!C\equiv S:]^-} \qquad \overset{-1\quad 0\quad 0}{[\ddot{N}\!=\!C\!=\!\ddot{S}]^-} \qquad \overset{0\quad 0\quad -1}{[:N\equiv C\!-\!\ddot{S}:]^-}$$

Como debe ser, las cargas formales de las tres estructuras suman 1−, la carga del ion. *b*) En general, la estructura de Lewis dominante produce cargas formales de la más pequeña magnitud (regla 1). Esas reglas implican que la estructura de la izquierda no puede ser la dominante. Como se explica en la sección 3.4, el N es más electronegativo que el C o el S. Por lo tanto, se espera que cualquier carga formal negativa resida en el átomo de N (regla 2). Por estas dos razones, la estructura de Lewis del centro es la dominante para el ion de NCS^-.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

El ion cianato, NCO^-, tiene tres estructuras de Lewis posibles. *a*) Dibuje estas tres estructuras y asigne cargas formales a los átomos en cada una. *b*) ¿Cuál es la estructura de Lewis dominante?

Respuestas: *a*) $[:\overset{-2}{\underset{\cdot\cdot}{\ddot{N}}}-\overset{0}{C}\equiv\overset{+1}{O}:]^-$ **i.** $[\overset{-1}{\underset{\cdot\cdot}{\ddot{N}}}=\overset{0}{C}=\overset{0}{\underset{\cdot\cdot}{\ddot{O}}}]^-$ **ii.** $[:\overset{0}{N}\equiv\overset{0}{C}-\overset{-1}{\underset{\cdot\cdot}{\ddot{O}}}:]^-$ **iii.**

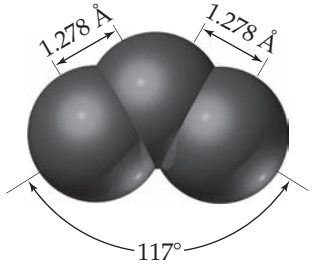
b) La estructura **iii**, la cual coloca una carga negativa en el oxígeno, el elemento más electronegativo en el ion, es la estructura de Lewis dominante.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Realice un mapa conceptual en el que relacione los conceptos de estructuras de Lewis, regla del octeto, carga formal, número de valencia y número de oxidación.
2. *a*) Cuando hablamos acerca de los átomos en una estructura de Lewis, ¿qué significa el término *carga formal*? *b*) ¿La carga formal de un átomo representa su carga real? Explique. *c*) ¿Cómo difiere la carga formal de un átomo en una estructura de Lewis del número de oxidación del átomo?
3. *a*) Escriba una estructura de Lewis para la molécula de trifluoruro de fósforo, PF_3. ¿Se cumple la regla del octeto para todos los átomos de su estructura? *b*) Determine los números de oxidación para los átomos P y F. *c*) Determine las cargas formales para los átomos P y F. *d*) ¿El número de oxidación para el átomo P es igual a su carga formal? Explique.
4. Escriba las estructuras de Lewis que cumplen la regla del octeto para cada una de las siguientes sustancias y asigne los números de oxidación y las cargas formales a cada átomo: *a*) OCS, *b*) $SOCl_2$ (S está ligado a los dos átomos del Cl y al de O), *c*) BrO_3^-, *d*) $HClO_2$ (H está ligado a O).
5. Para cada una de las siguientes moléculas o iones de azufre y de oxígeno, escriba una estructura de Lewis sencilla que cumpla la regla del octeto y calcule los números de oxidación y las cargas formales de todos los átomos: *a*) SO^2, *b*) SO_3, *c*) SO_3^{2-}, *d*) Clasifique estas moléculas/iones en orden creciente de distancia de enlace S—O.

IMAGINE

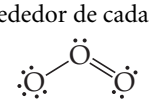
¿Qué aspecto de esta estructura sugiere que los dos átomos de O externos son, en alguna forma, equivalentes entre sí?



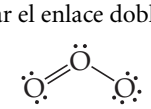
▲ **FIGURA 3.11 Estructura molecular del ozono.**

3.6 ESTRUCTURAS DE RESONANCIA

Algunas veces se encuentran moléculas y iones cuyos arreglos atómicos determinados experimentalmente no se describen de forma adecuada con una sola estructura de Lewis dominante. Considere el ozono, O_3, el cual es una molécula angular con dos longitudes de enlace iguales, O—O (◀ **FIGURA 3.11**). Como cada átomo de oxígeno contribuye con seis electrones de valencia, la molécula de ozono tiene 18 electrones de valencia. Esto significa que la estructura de Lewis debe tener un enlace sencillo O—O y un enlace doble O═O para lograr un octeto de electrones alrededor de cada átomo:



Sin embargo, esta estructura por sí sola no puede ser dominante porque requiere que un enlace O—O sea diferente del otro, al contrario de la estructura observada: se esperaría que el enlace doble O═O fuera más corto que el enlace sencillo O—O. Pero al dibujar la estructura de Lewis, se habría podido colocar el enlace doble O═O del lado izquierdo:



No existe razón para que una de estas estructuras de Lewis sea dominante, pues ambas son representaciones igualmente válidas de la molécula. Colocar los átomos en estas dos formas alternativas de estructuras de Lewis, pero completamente equivalentes para el ozono, es indistinto; sin embargo, la ubicación de los electrones es diferente. A las estructuras de Lewis de este tipo se les llama **estructuras de resonancia**. Para describir en forma adecuada la estructura del ozono, se escriben ambas estructuras de resonancia y se utiliza una flecha con dos puntas para indicar que la molécula real está descrita por el promedio de las dos:

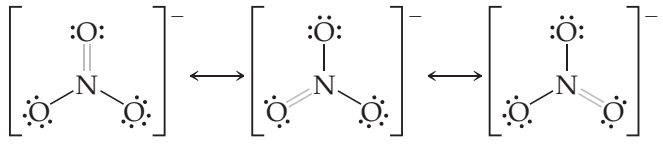
Para comprender por qué ciertas moléculas requieren más de una estructura de resonancia, puede hacerse una analogía con la mezcla de pintura (► **FIGURA 3.12**). El azul y el amarillo son colores primarios de pigmentos de pinturas. Una mezcla equitativa de pigmentos azul y amarillo produce un pigmento verde. No es posible describir la pintura verde en términos de un solo color primario, aunque siga teniendo su propia identidad. La pintura verde no oscila entre sus dos colores primarios: no es azul una parte de tiempo ni amarilla el resto del tiempo. De igual forma, las moléculas como el ozono no pueden describirse como oscilando entre las dos estructuras de Lewis individuales que se mostraron; existen dos estructuras de Lewis dominantes equivalentes que contribuyen por igual a la estructura real de la molécula.

El verdadero arreglo de los electrones en las moléculas como el O_3 debe considerarse como una combinación de dos (o más) estructuras de Lewis. Por analogía con la pintura verde, la molécula tiene su propia identidad separada de las estructuras de resonancia individuales. Por ejemplo, la molécula de ozono siempre tiene dos enlaces O—O equivalentes, cuyas longitudes son intermedias entre las longitudes de un enlace sencillo oxígeno-oxígeno y un enlace doble oxígeno-oxígeno. Otra forma de verlo es afirmar que las reglas para dibujar estructuras de Lewis no permiten tener una sola estructura dominante para la molécula de ozono. Por ejemplo, no hay reglas para dibujar medios enlaces. Esta limitación puede sortearse dibujando dos estructuras de Lewis equivalentes que, cuando se promedian, dan algo muy parecido a lo que se observa experimentalmente.

PIÉNSELO UN POCO

Los enlaces O—O del ozono con frecuencia se describen como "uno y medio" enlaces. ¿Esta descripción es consistente con la idea de resonancia?

Como un ejemplo adicional de estructuras de resonancia, considere al ion nitrato, NO_3^-, para el cual pueden dibujarse tres estructuras de Lewis equivalentes:



Observe que el arreglo de los átomos es el mismo en cada estructura; solo difiere la ubicación de los electrones. Al escribir estructuras de resonancia, los mismos átomos deben enlazarse entre sí en todas las estructuras, de tal forma que las únicas diferencias se presenten en las posiciones de los electrones. Las tres estructuras de Lewis para el NO_3^- son igualmente dominantes y juntas describen de forma adecuada al ion nitrato, en el cual son idénticas las tres longitudes de enlace N—O.

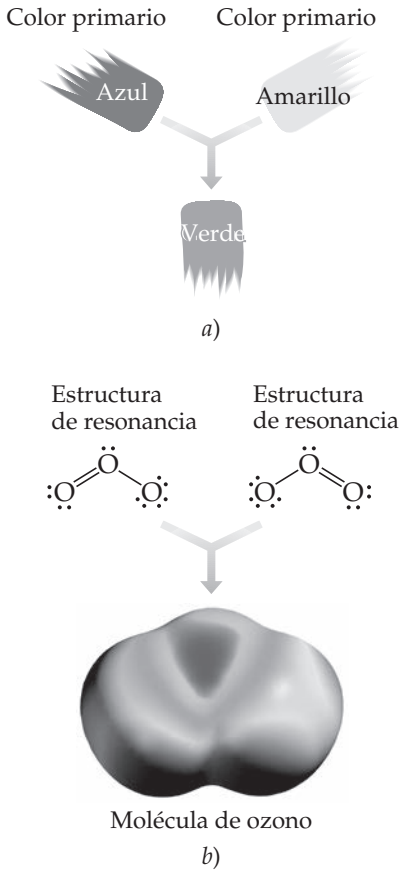
PIÉNSELO UN POCO

De la misma forma en que se describen los enlaces O—O en el O_3 como "uno y medio" enlaces, ¿cómo describiría los enlaces N—O en el NO_3^-?

En algunos casos, todas las posibles estructuras de Lewis para una especie podrían no ser equivalentes entre sí. En cambio, tal vez una o más sean dominantes. Más adelante se verán algunos ejemplos.

IMAGINE

¿La densidad electrónica es consistente con iguales pesos para las dos estructuras de resonancia del O_3? Explique.



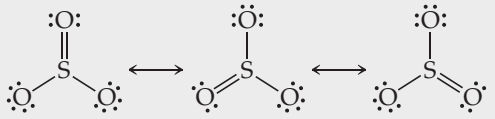
▲ **FIGURA 3.12 Resonancia.** Describir una molécula como una combinación de diferentes estructuras de resonancia es similar a describir un color de pintura como una combinación de colores primarios. *a*) La pintura verde es una combinación de azul y amarillo. No se puede describir al verde como un solo color primario. *b*) La molécula de ozono es una combinación de dos estructuras de resonancia. No es posible describir a la molécula de ozono en términos de una sola estructura de Lewis.

EJERCICIO RESUELTO 3.10 **Estructuras de resonancia**

¿Cuál estructura predice que tendrá los enlaces más cortos azufre-oxígeno, el SO_3 o el SO_3^{2-}?

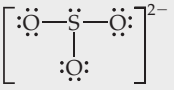
SOLUCIÓN

El átomo de azufre tiene seis electrones de valencia, como el oxígeno. Así, el SO_3 contiene 24 electrones de valencia. Al escribir la estructura de Lewis, se observa que pueden dibujarse tres estructuras de resonancia equivalentes:



Como fue el caso del NO_3^-, la estructura real del SO_3 es una combinación equitativa de las tres. Entonces, cada longitud de enlace S—O debería ser de aproximadamente un tercio entre la longitud de un enlace sencillo y la longitud de un enlace doble. Es decir, deberían ser más cortos que los enlaces sencillos, pero no tan cortos como los enlaces dobles.

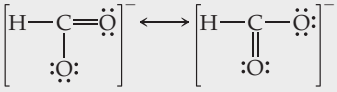
El ion SO_3^{2-} tiene 26 electrones, lo que origina una estructura de Lewis dominante en la que todos los enlaces S—O son sencillos:



Nuestro análisis de las estructuras de Lewis nos lleva a concluir que el SO_3 debería tener los enlaces S—O más cortos y el SO_3^{2-} los más largos. Esta conclusión es correcta: las longitudes de enlace S—O medidas experimentalmente son 1.42 Å en el SO_3 y 1.51 Å en el SO_3^{2-}.

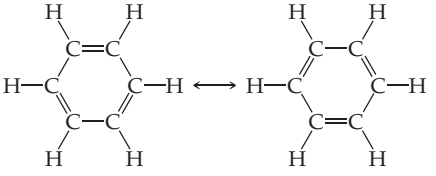
EJERCICIO DE PRÁCTICA

Dibuje dos estructuras de resonancia equivalentes para el ion formato, HCO_2^-.

Respuesta: 

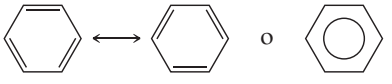
Resonancia en el benceno

La resonancia es un concepto importante para describir los enlaces en las moléculas orgánicas, particularmente las moléculas orgánicas *aromáticas*, una categoría que incluye al hidrocarburo conocido como *benceno*, C_6H_6. Los seis átomos de C están enlazados en un anillo hexagonal, y un átomo de H está enlazado a cada átomo de C. Pueden escribirse dos estructuras de Lewis dominantes equivalentes para el benceno; cada una cumple la regla del octeto. Estas dos estructuras están en resonancia:



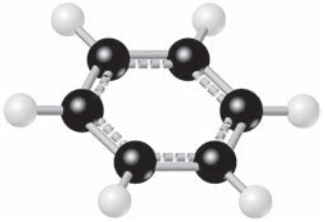
Observe que los enlaces dobles están en diferentes lugares en las dos estructuras. Cada estructura de resonancia muestra tres enlaces sencillos carbono-carbono y tres enlaces dobles carbono-carbono. Sin embargo, los datos experimentales muestran que los seis enlaces C—C tienen la misma longitud, 1.40 Å, valor intermedio entre las longitudes de enlace típicas para un enlace sencillo C—C (1.54 Å) y un enlace doble C=C (1.34 Å). Cada uno de los enlaces C—C en el benceno puede concebirse como una combinación de un enlace sencillo y un enlace doble (◄ **FIGURA 3.13**).

El benceno comúnmente se representa omitiendo los átomos de hidrógeno y mostrando solo el armazón carbono-carbono sin etiquetar los vértices. En esta convención, la resonancia de la molécula se representa, ya sea con dos estructuras separadas por una flecha con dos puntas, o bien, mediante una notación abreviada en la cual se dibuja un hexágono con un círculo en su interior:



IMAGINE

¿Cuál es el significado de los enlaces con líneas discontinuas en este modelo de bola-bastón?



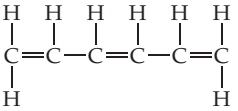
▲ **FIGURA 3.13** **El benceno, un compuesto orgánico "aromático".** La molécula de benceno es un hexágono regular de átomos de carbono con un átomo de hidrógeno ligado a cada carbono. Las líneas discontinuas representan la combinación de dos estructuras de resonancia equivalentes, conduciendo a enlaces C—C que son intermedios entre los enlaces sencillos y dobles.

La notación abreviada nos recuerda que el benceno es una combinación de dos estructuras de resonancia; enfatiza que los enlaces dobles C═C no pueden asignarse a lados específicos del hexágono. Los químicos utilizan ambas representaciones del benceno de manera indistinta.

El arreglo de los enlaces del benceno confiere una estabilidad especial a la molécula. Como resultado, millones de compuestos orgánicos contienen el característico anillo de seis miembros del benceno. Muchos de estos compuestos son importantes en bioquímica, en la industria farmacéutica y en la producción de materiales modernos.

PIÉNSELO UN POCO

Cada estructura de Lewis del benceno tiene tres enlaces dobles C═C. Otro hidrocarburo que contiene tres enlaces dobles C═C es el *hexatrieno*, C_6H_8. Una estructura de Lewis para el hexatrieno es



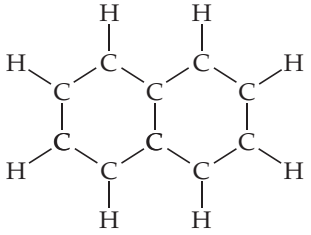
¿Esperaría que el hexatrieno tenga múltiples estructuras de resonancia? Si no es así, ¿por qué esta molécula es distinta a la del benceno en relación con la resonancia?

REFLEXIÓN

¿Comprendo la naturaleza de las estructuras de resonancia?

ACTIVIDAD

1. En una estructura de resonancia, ¿se mueven átomos o electrones? Explique claramente.
2. *a*) Utilice el concepto de resonancia para explicar por qué los seis enlaces C—C del benceno tienen la misma longitud. *b*) ¿Son más cortas las longitudes de enlace C—C en el benceno que las longitudes de enlaces sencillos C—C? ¿Son más cortas que las longitudes de enlaces dobles C═C?
3. Considere el ion formiato, HCO_2^-, que es el anión formado cuando el ácido fórmico pierde un ion H^+. El H y los dos átomos de O están enlazados al átomo central de C. *a*) Escriba una o más estructuras de Lewis adecuadas para este ion. *b*) ¿Son necesarias las estructuras de resonancia para describir la estructura? *c*) ¿Qué se predice para las longitudes de enlace del C—O en el ion formiato en relación con las del CO_2?
4. Las bolas de naftalina están hechas de naftaleno, $C_{10}H_8$, una molécula que consiste en dos anillos con seis miembros de carbono fusionados a lo largo de una arista, como se muestra en esta estructura de Lewis incompleta:



a) Escriba dos estructuras de Lewis completas para el naftaleno. *b*) Las longitudes de enlace C—C observadas en la molécula son intermedias entre los enlaces sencillos C—C y dobles C═C. Explique. *c*) Represente la resonancia del naftaleno de forma análoga a la que se utiliza para representarla en el benceno.

3.7 EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

La regla del octeto es tan sencilla y útil para introducir los conceptos básicos de los enlaces que podría pensarse que siempre se cumple. Sin embargo, existen limitaciones sobre todo al tratar con compuestos iónicos de los metales de transición. La regla también falla en muchas situaciones que implican enlaces covalentes. Estas excepciones a la regla del octeto son de tres tipos principales:

1. Moléculas y iones poliatómicos que contienen un número impar de electrones.

2. Moléculas y iones poliatómicos en los que un átomo tiene menos de un octeto de electrones de valencia.
3. Moléculas y iones poliatómicos en los que un átomo tiene más de un octeto de electrones de valencia.

Número impar de electrones

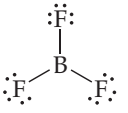
En la gran mayoría de las moléculas y iones poliatómicos, el número total de electrones de valencia es par y ocurre un apareamiento completo de electrones. Sin embargo, en algunas moléculas y iones poliatómicos, como el ClO_2, NO, NO_2 y O_2^-, el número de electrones de valencia es impar. Es imposible aparear totalmente estos electrones y no puede lograrse un octeto alrededor de cada átomo. Por ejemplo, el NO contiene $5 + 6 = 11$ electrones de valencia. Las dos estructuras de Lewis más importantes para esta molécula son

PIÉNSELO UN POCO

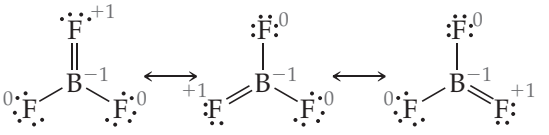
¿Cuál de las estructuras de Lewis para el NO es dominante, de acuerdo con el análisis de las cargas formales?

Menos de un octeto de electrones de valencia

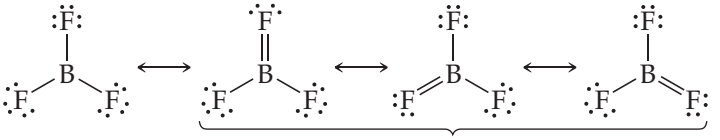
Una segunda excepción se presenta cuando hay menos de ocho electrones de valencia alrededor de un átomo en una molécula o ion poliatómico. Esta situación también es relativamente rara (con excepción del hidrógeno y el helio, como ya se explicó), y se presenta con más frecuencia en compuestos del boro y del berilio. Como un ejemplo, considere el trifluoruro de boro, BF_3. Al seguir los primeros cuatro pasos de nuestro procedimiento para representar estructuras de Lewis, se obtiene la estructura



que solo tiene seis electrones alrededor del átomo de boro. La carga formal es cero en B y en F, y se podría completar el octeto alrededor del boro formando un enlace doble (paso 5). Al hacerlo, se observa que hay tres estructuras de resonancia equivalentes (las cargas formales se muestran junto a cada elemento):



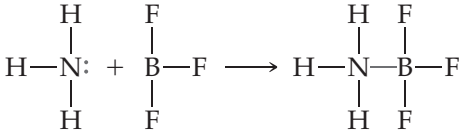
Cada una de estas estructuras obliga a un átomo de flúor a compartir electrones adicionales con el átomo de boro, lo que es inconsistente con la alta electronegatividad del flúor. En efecto, las cargas formales nos indican que esta es una situación desfavorable. En cada estructura, el átomo de F implicado en el enlace doble B═F tiene una carga formal de +1, mientras que el átomo de B menos electronegativo tiene una carga formal de −1. Así, las estructuras de resonancia donde hay un enlace doble B═F son menos importantes que las que tienen menos de un octeto de electrones de valencia alrededor del boro:



Dominante Menos importante

Usualmente, se representa al BF_3 solo por la estructura de resonancia dominante, en la que hay seis electrones de valencia alrededor del boro. El comportamiento químico del BF_3

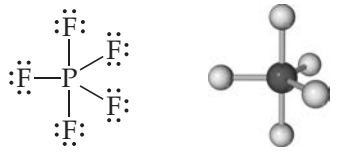
es congruente con esta representación. En particular, el BF_3 reacciona enérgicamente con moléculas que tienen un par de electrones no compartido que puede utilizarse para formar un enlace con el boro, por ejemplo, en la reacción:



En el compuesto estable NH_3BF_3, el boro tiene un octeto de electrones de valencia.

Más de un octeto de electrones de valencia

La tercera clase de las excepciones, y la más frecuente, consiste en moléculas o iones poliatómicos en los que hay más de ocho electrones en la capa de valencia de un átomo. Por ejemplo, cuando se dibuja la estructura de Lewis para el PF_5, se obliga a colocar diez electrones alrededor del átomo de fósforo central:



Es frecuente que los iones y moléculas con más de un octeto de electrones alrededor del átomo central se llamen *hipervalentes*. Otros ejemplos de especies hipervalentes son el SF_4, AsF_6^- y ICl_4^-. Las moléculas correspondientes con un átomo del segundo periodo como átomo central, como el NCl_5 y OF_4 *no* existen.

Las moléculas hipervalentes solo están formadas por átomos del periodo 3 y de ahí hacia abajo en la tabla periódica. La principal razón de su formación es el tamaño relativamente grande del átomo central. Por ejemplo, un átomo de P es lo suficientemente grande para que cinco átomos de F (o aun cinco átomos de Cl) puedan enlazarse a él sin estorbarse entre sí. En cambio, un átomo de N es muy pequeño para acomodar cinco átomos ligados a él. Como el tamaño es un factor, las moléculas hipervalentes ocurren con mayor frecuencia cuando el átomo central está enlazado a los átomos más pequeños y más electronegativos, como F, Cl y O.

El concepto de una capa de valencia con más de un octeto de electrones también es consistente con la presencia de orbitales *nd* sin llenar en átomos del periodo 3 y hacia abajo. En comparación, los elementos del segundo periodo solo tienen orbitales de valencia 2*s* y 2*p* disponibles para formar enlaces. Un análisis detallado de los enlaces en moléculas como PF_5 y SF_6 sugiere que la presencia de orbitales 3*d* sin llenar, en P y S, tiene un menor impacto relativo en la formación de moléculas hipervalentes, y la creencia general actual es que el gran tamaño de los átomos del periodo 3 es el factor más importante.

EJERCICIO RESUELTO 3.11 Estructura de Lewis para un ion con más de un octeto de electrones

Dibuje la estructura de Lewis para el ICl_4^-.

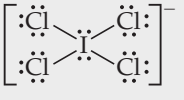
SOLUCIÓN

El yodo (grupo 7A) tiene siete electrones de valencia. Cada átomo de cloro (grupo 7A) también tiene siete. Se añade un electrón para tomar en cuenta la carga 1− del ion. Por lo tanto, el número total de electrones de valencia es

$$7 + (4 \times 7) + 1 = 36$$

El átomo de I es el átomo central en el ion. Para colocar ocho electrones alrededor de cada átomo de Cl (incluyendo un par de electrones entre el I y cada Cl para representar el enlace sencillo entre estos átomos) se requieren $8 \times 4 = 32$ electrones.

Así, quedan 36 – 32 = 4 electrones para ubicarse en el yodo, que es el átomo más grande:



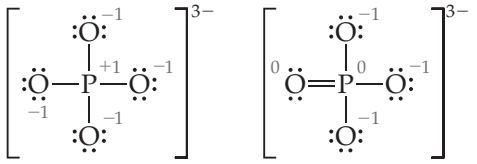
El yodo tiene 12 electrones de valencia a su alrededor, cuatro más que los necesarios para un octeto.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

a) ¿Cuál de los siguientes átomos nunca se encuentra con más de un octeto de electrones de valencia a su alrededor: S, C, P, Br? *b*) Dibuje la estructura de Lewis para el XeF_2.

Respuestas: *a*) C, *b*) :F—Xe—F:

Finalmente, hay estructuras de Lewis en donde se tendría que decidir entre satisfacer la regla del octeto y obtener las cargas formales más favorables mediante el uso de más de un octeto de electrones. Por ejemplo, considere las siguientes estructuras de Lewis para el ion fosfato, PO_4^{3-}:



Las cargas formales de los átomos se muestran junto a cada uno. En la estructura de la izquierda, el átomo de P cumple la regla del octeto. Sin embargo, en la estructura de la derecha, el átomo de P tiene cinco pares de electrones, lo que da lugar a cargas formales más pequeñas en los átomos. (Usted debería observar que hay tres estructuras de resonancia adicionales para la estructura de Lewis de la derecha).

Los químicos continúan debatiendo cuál de estas dos estructuras es dominante para el PO_4^{3-}. De acuerdo con algunos investigadores, recientes cálculos teóricos basados en la mecánica cuántica sugieren que la estructura de la izquierda es la dominante. Otros investigadores afirman que las longitudes de enlace en el ion son más consistentes si la estructura dominante es la de la derecha. Este desacuerdo es un conveniente recordatorio de que, en general, múltiples estructuras de Lewis pueden contribuir a la distribución electrónica real en un átomo o en una molécula.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. *a*) Enuncie la regla del octeto. *b*) ¿La regla del octeto se aplica tanto para los compuestos iónicos como para los covalentes? Explique su respuesta mediante ejemplos adecuados.
2. Considere los no metales. ¿Cuál es la relación entre el número de grupo de un elemento (por ejemplo, el carbono pertenece al grupo 4A; véase la tabla periódica en la segunda de forros del libro) y el número de los enlaces covalentes sencillos que requiere el elemento para formar y cumplir con la regla del octeto?
3. Los óxidos de cloro, en los cuales un átomo de cloro está enlazado a uno o más átomos de oxígeno, son importantes moléculas en la química de la atmósfera. ¿Los óxidos de cloro obedecen la regla del octeto? ¿Por qué?
4. Por lo general, los elementos de la tercera fila y posteriores de la tabla periódica no cumplen la regla del octeto. ¿Cuáles son los factores que se citan normalmente para explicar este hecho?
5. Dibuje las estructuras de Lewis para cada uno de los siguientes iones o moléculas. ¿Cuáles no cumplen la regla del octeto? *a*) NO, *b*) BF_3, *c*) ICl_2^-, *d*) $OPBr_3$ (P es el átomo central), *e*) XeF_4.

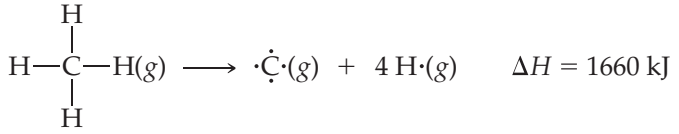
3.8 FUERZA DE ENLACES COVALENTES

La estabilidad de una molécula está relacionada con la fuerza de sus enlaces covalentes. La fuerza de un enlace covalente entre dos átomos está determinada por la energía necesaria para romper el enlace. Es más fácil relacionar la fuerza de enlace con el cambio de entalpía en reacciones donde los enlaces se rompen. La **entalpía de enlace** es el cambio de entalpía, ΔH, para la ruptura de un enlace en particular en un mol de la sustancia gaseosa. Por ejemplo, la entalpía de enlace para el enlace en el Cl_2 es el cambio de entalpía cuando 1 mol de $Cl_2(g)$ se disocia en átomos de cloro:

$$:\ddot{Cl}—\ddot{Cl}:(g) \longrightarrow 2\ :\ddot{Cl}\cdot(g)$$

Se utiliza la letra *D* seguida por el enlace en cuestión para representar las entalpías de enlace. Así, por ejemplo, *D*(Cl—Cl) es la entalpía de enlace para el enlace en Cl_2, y *D*(H—Br) es la entalpía de enlace para el enlace en HBr.

Es relativamente sencillo asignar entalpías de enlace a los enlaces en una molécula diatómica, ya que en estos casos la entalpía de enlace es la energía requerida para disociar la molécula en sus átomos. Sin embargo, muchos enlaces importantes, tales como el enlace C — H solo existen en moléculas poliatómicas. Usualmente, para estos enlaces se emplean entalpías de enlace *promedio*. Por ejemplo, el cambio de entalpía para el siguiente proceso, en el cual una molécula de metano se descompone en sus cinco átomos (un proceso llamado *atomización*), se puede utilizar para definir una entalpía de enlace promedio para el enlace C — H, *D*(C — H):



Debido a que existen cuatro enlaces C — H equivalentes en el metano, la entalpía de atomización es igual a la suma de las entalpías de enlace de los cuatro enlaces C — H. Por lo tanto, la entalpía de enlace promedio C — H para el CH_4 es *D*(C — H) = (1660/4) kJ/mol = 415 kJ/mol.

La entalpía de enlace de un par dado de átomos, digamos C — H, depende del resto de la molécula que contiene el par de átomos. Sin embargo, por lo regular, la variación de una molécula a otra es pequeña, lo cual apoya la idea de que los pares de electrones de enlace se localizan entre los átomos. Si se consideran las entalpías de enlace C — H en muchos compuestos diferentes, se encuentra que la entalpía de enlace promedio es de 413 kJ/mol, muy cercana al valor 415 kJ/mol calculado a partir del CH_4.

PIÉNSELO UN POCO

¿Cómo podría utilizar la entalpía de atomización del hidrocarburo etano, $C_2H_6(g)$ junto con el valor *D*(C — H) = 413 kJ/mol para estimar el valor para *D*(C — C)?

La ▼ **TABLA 3.4** presenta entalpías de enlace promedio para diversos pares de átomos. *La entalpía de enlace siempre es una cantidad positiva*; siempre se necesita energía para romper los enlaces químicos. A la inversa, cuando se forma un enlace entre dos átomos gaseosos o fragmentos moleculares, *siempre* se libera energía. Cuanto más grande es la entalpía de enlace, más fuerte será el enlace. En general, una molécula con enlaces químicos fuertes tiene menos tendencia a experimentar cambios químicos que una con enlaces débiles. Por ejemplo, el N_2, el cual tiene un muy fuerte enlace triple N≡N es muy poco reactivo, mientras que la hidracina, N_2H_4, la cual tiene un enlace sencillo N—N es altamente reactiva.

PIÉNSELO UN POCO

A partir de las entalpías de enlace, ¿cuál esperaría que fuera más reactivo, el oxígeno, O_2, o el peróxido de hidrógeno, H_2O_2?

Entalpías de enlace y las entalpías de reacciones

Las entalpías de enlace promedio sirven para estimar las entalpías de las reacciones en las que se rompen enlaces y se forman otros nuevos. Este procedimiento permite estimar rápidamente si una reacción dada será endotérmica ($\Delta H > 0$) o exotérmica ($\Delta H < 0$), incluso si no se conoce ΔH_f° para todas las especies implicadas.

Nuestra estrategia para estimar las entalpías de reacción es una aplicación directa de la ley de Hess Se emplea el hecho de que la ruptura de enlaces siempre es un proceso endotérmico y la formación de enlaces siempre es un proceso exotérmico. Así, imagine que la reacción ocurre en dos etapas:

1. Se proporciona la suficiente energía para romper los enlaces en los reactivos que no están presentes en los productos. La entalpía del sistema aumenta por la suma de las entalpías de enlace de los enlaces que se rompen.

TABLA 3.4 • Entalpías de enlace promedio (kJ/mol)

Enlaces sencillos							
C—H	413	N—H	391	O—H	463	F—F	155
C—C	348	N—N	163	O—O	146		
C—N	293	N—O	201	O—F	190	Cl—F	253
C—O	358	N—F	272	O—Cl	203	Cl—Cl	242
C—F	485	N—Cl	200	O—I	234		
C—Cl	328	N—Br	243			Br—F	237
C—Br	276			S—H	339	Br—Cl	218
C—I	240	H—H	436	S—F	327	Br—Br	193
C—S	259	H—F	567	S—Cl	253		
		H—Cl	431	S—Br	218	I—Cl	208
Si—H	323	H—Br	366	S—S	266	I—Br	175
Si—Si	226	H—I	299			I—I	151
Si—C	301						
Si—O	368						
Si—Cl	464						
Enlaces múltiples							
C=C	614	N=N	418	O_2	495		
C≡C	839	N≡N	941				
C=N	615	N=O	607	S=O	523		
C≡N	891			S=S	418		
C=O	799						
C≡O	1072						

2. Se forman los enlaces en los productos que no están presentes en los reactivos. Esta etapa libera energía y, por lo tanto, disminuye la entalpía del sistema por la suma de las entalpías de enlace de los enlaces que se forman.

La entalpía de la reacción, ΔH_{rxn}, se estima como la suma de las entalpías de enlace de los enlaces rotos, menos la suma de las entalpías de enlace de los enlaces formados:

$$\Delta H_{rxn} = \sum(\text{entalpías de enlace de los enlaces que se rompen}) - \sum(\text{entalpías de enlace de los enlaces que se forman}) \quad [3.12]$$

Por ejemplo, considere la reacción en fase gaseosa entre el metano, CH_4, y el cloro para producir cloruro de metilo, CH_3Cl, y cloruro de hidrógeno, HCl:

$$H—CH_3(g) + Cl—Cl(g) \longrightarrow Cl—CH_3(g) + H—Cl(g) \quad \Delta H_{rxn} = ? \quad [3.13]$$

En la ► **FIGURA 3.14** aparece nuestro procedimiento de dos etapas. Observe los siguientes enlaces que se rompen y los que se forman:

Enlaces que se rompen: 1 mol C—H, 1 mol Cl—Cl

Enlaces que se forman: 1 mol C—Cl, 1 mol H—Cl

Primero se proporciona suficiente energía para romper los enlaces C—H y Cl—Cl, lo cual eleva la entalpía del sistema (esto se indica como $\Delta H_1 > 0$ en la figura 3.14). Entonces se forman los enlaces C—Cl y H—Cl, lo cual libera energía y disminuye la entalpía del sistema ($\Delta H_2 < 0$). Mediante la ecuación 3.12 y los datos de la tabla 3.4, se estima la entalpía de la reacción:

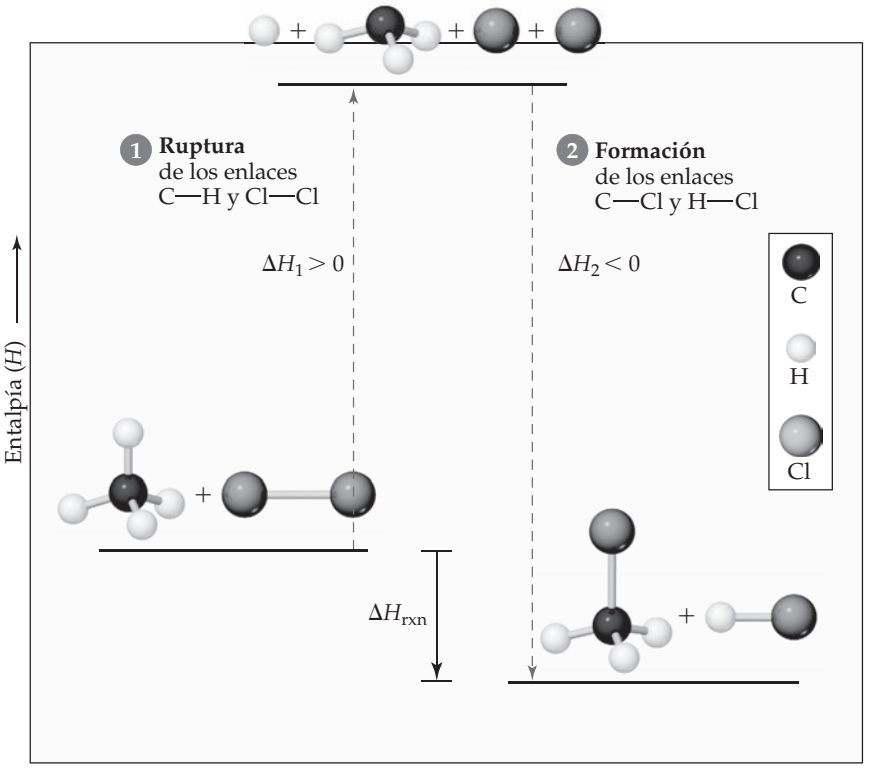
$$\Delta H_{rxn} = [D(C—H) + D(Cl—Cl)] - [D(Cl—Cl) + D(H—Cl)]$$
$$= (413\ kJ + 242\ kJ) - (328\ kJ + 431\ kJ) = -104\ kJ$$

La reacción es exotérmica porque los enlaces en los productos (especialmente el enlace H—Cl) son más fuertes que los enlaces en los reactivos (especialmente el enlace Cl—Cl).

Por lo general, se utilizan entalpías de enlace para estimar ΔH_{rxn}, solo si no están disponibles los valores de ΔH_f° necesarios. Para la reacción anterior, no es posible calcular

IMAGINE

¿Esta reacción es exotérmica o endotérmica?



▲ **FIGURA 3.14 Uso de las entalpías de enlace para calcular ΔH_{rxn}.** Las entalpías de enlace promedio se utilizan para estimar el ΔH_{rxn} de la reacción en la ecuación 3.13.

ΔH_{rxn} con los valores de ΔH_f° y la ley de Hess porque el valor de ΔH_f° para el $CH_3Cl(g)$ no está dado en el apéndice C. Si se obtiene el valor de ΔH_f° para el $CH_3Cl(g)$ de otra fuente y se utiliza la siguiente ecuación,

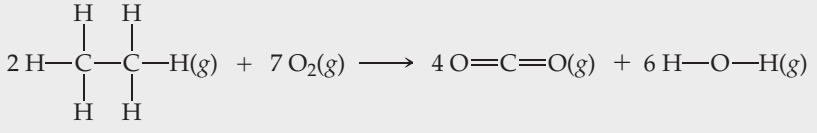
$$\Delta H^\circ_{rxn} = \Sigma n \Delta H_f^\circ(\text{productos}) - \Sigma m \Delta H_f^\circ(\text{reactivos})$$

se encuentra que $\Delta H_{rxn} = -99.8$ kJ para la reacción en la ecuación 3.13. Así, el uso de entalpías de enlace promedio ofrece una estimación razonablemente exacta del cambio real de entalpía de la reacción.

Es importante recordar que las entalpías de enlace se deducen para moléculas *gaseosas* y que, con frecuencia, son valores *promedio*. No obstante, las entalpías de enlace promedio son útiles para estimar con rapidez las entalpías de reacción, especialmente para reacciones en fase gaseosa.

EJERCICIO RESUELTO 3.12 Uso de las entalpías de enlace promedio

Utilizando los datos de la tabla 3.4, estime ΔH para la reacción:



SOLUCIÓN

Análisis Se pide estimar el cambio de entalpía para una reacción química mediante las entalpías de enlace promedio para los enlaces que se rompen y para los que se forman.

Estrategia En los reactivos, deben romperse doce enlaces C—H y dos enlaces C—C en las dos moléculas de C_2H_6 y siete enlaces de O_2 en las siete moléculas de O_2. En los productos, se forman ocho enlaces C═O (dos en cada CO_2) y doce enlaces O—H (dos en cada H_2O).

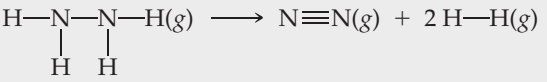
Solución Mediante la ecuación 3.12 y los datos de la tabla 3.4, se tiene

$$\begin{aligned}\Delta H &= [12D(\text{C—H}) + 2D(\text{C—C}) + 7D(\text{O}_2)] - [8D(\text{C═O}) + 12D(\text{O—H})] \\ &= [12(413\text{ kJ}) + 2(348\text{ kJ}) + 7(495\text{ kJ})] - [8(799\text{ kJ}) + 12(463\text{ kJ})] \\ &= 9117\text{ kJ} - 11948\text{ kJ} \\ &= -2831\text{ kJ}\end{aligned}$$

Comprobación Esta estimación puede compararse con el valor de −2856 kJ calculado a partir de datos termoquímicos más exactos; la concordancia es aceptable.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Consultando la tabla 3.4, estime ΔH para la reacción



Respuesta: −86 kJ

Entalpía de enlace y longitud de enlace

Así, como es posible definir la entalpía de enlace promedio, también se puede definir una longitud de enlace promedio para diversos enlaces comunes (▼ TABLA 3.5). En cualquier par atómico es de particular interés la relación entre la entalpía de enlace, la longitud de enlace y el número de enlaces entre los átomos. Por ejemplo, se pueden utilizar los datos de las tablas 3.4 y 3.5 para comparar las longitudes de enlace y las entalpías de enlace de los enlaces sencillos, dobles y triples de carbono-carbono:

C—C	C═C	C≡C
1.54 Å	1.34 Å	1.20 Å
348 kJ/mol	614 kJ/mol	839 kJ/mol

Al incrementarse el número de enlaces entre los átomos de carbono, la entalpía de enlace aumenta y la longitud de enlace disminuye. Es decir, los átomos de carbono se mantienen con más fuerza y se encuentran más unidos entre sí. En general, *al incrementarse el número de enlaces entre dos átomos, el enlace se vuelve más corto y más fuerte*. En la ► **FIGURA 3.16** se ilustra esta tendencia para enlaces N—N sencillos, dobles y triples.

TABLA 3.5 • Longitudes de enlace promedio para algunos enlaces sencillos, dobles y triples

Enlace	Longitud del enlace (Å)	Enlace	Longitud del enlace (Å)
C—C	1.54	N—N	1.47
C═C	1.34	N═N	1.24
C≡C	1.20	N≡N	1.10
C—N	1.43	N—O	1.36
C═N	1.38	N═O	1.22
C≡N	1.16		
		O—O	1.48
C—O	1.43	O═O	1.21
C═O	1.23		
C≡O	1.13		

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

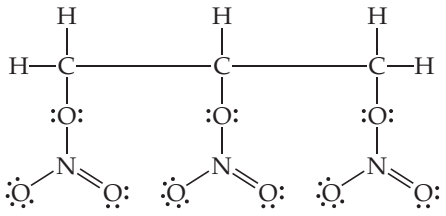
Los explosivos y Alfred Nobel

Los enlaces químicos son capaces de almacenar enormes cantidades de energía. Quizá la ilustración más gráfica de este hecho se presenta en ciertas sustancias moleculares empleadas como explosivos. Nuestro análisis sobre las entalpías de enlace permite examinar con mayor detalle algunas de las propiedades de tales sustancias explosivas.

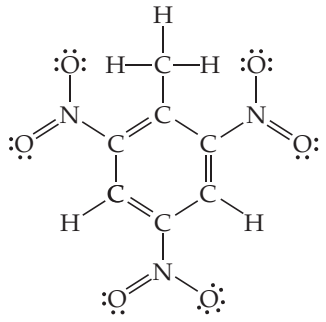
Una sustancia explosiva útil debe: **1.** descomponerse muy exotérmicamente, **2.** tener productos gaseosos de manera que una gran presión del gas acompañe a la descomposición, **3.** descomponerse muy rápidamente, y **4.** ser lo suficientemente estable para que pueda detonar de modo predecible. La combinación de los primeros tres efectos produce la generación violenta de calor y de gases.

Para generar la reacción más exotérmica, un explosivo debería tener enlaces químicos débiles y descomponerse en moléculas con enlaces muy fuertes. La tabla 3.4 indica que los enlaces N≡N, C≡O y C=O están entre los más fuertes. No es de sorprender que, en general, los explosivos estén diseñados para generar los productos gaseosos $N_2(g)$, $CO(g)$ y $CO_2(g)$. Casi siempre se produce también vapor de agua.

Muchos explosivos comunes son moléculas orgánicas que contienen grupos nitro (NO_2) o nitrato (NO_3) unidos a un esqueleto de carbono. A continuación se muestran las estructuras de Lewis de dos de los explosivos más familiares, nitroglicerina y trinitrotolueno (TNT) (para mayor claridad, no se exhiben las estructuras de resonancia). El TNT contiene el anillo de seis miembros característico del benceno.



Nitroglicerina



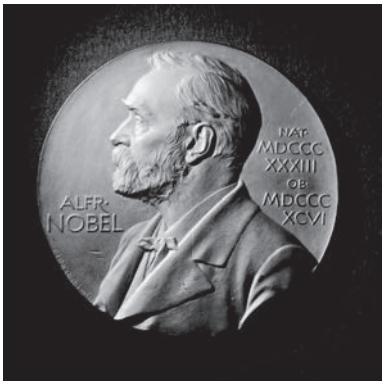
Trinitrotolueno (TNT)

La nitroglicerina es un líquido aceitoso, de color amarillo pálido. Es muy *sensible a los choques*: basta agitar el líquido para provocar su descomposición explosiva en gases nitrógeno, dióxido de carbono, agua y oxígeno:

$$4\ C_3H_5N_3O_9(l) \longrightarrow 6\ N_2(g) + 12\ CO_2(g) + 10\ H_2O(g) + O_2(g)$$

Las grandes entalpías de enlace del N_2 (941 kJ/mol), del CO_2 (2×799 kJ/mol) y del H_2O (2×463 kJ/mol) hacen que esta reacción sea enormemente exotérmica. La nitroglicerina es un explosivo excepcionalmente inestable debido a que está en *balance explosivo* casi perfecto. Con excepción de una pequeña cantidad producida de $O_2(g)$, los únicos productos son N_2, CO_2 y H_2O. También observe que, a diferencia de las reacciones de combustión, las explosiones son completamente autosuficientes. Ningún otro reactivo, como el $O_2(g)$, se necesita para la descomposición explosiva.

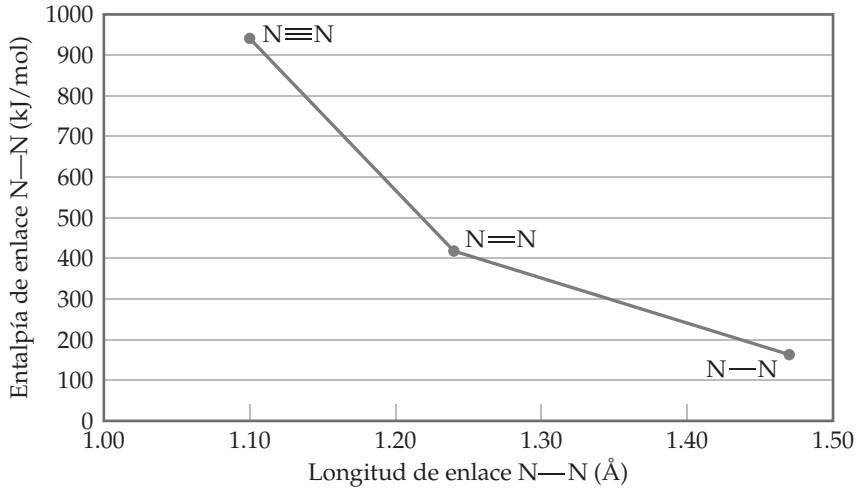
Debido a que la nitroglicerina es tan inestable, es difícil utilizarla como un explosivo controlable. El inventor sueco Alfred Nobel (▼ **FIGURA 3.15**) descubrió que al mezclar nitroglicerina con un material sólido absorbente, como tierra de diatomeas o celulosa, resulta un explosivo sólido (*dinamita*) que es mucho más seguro que la nitroglicerina líquida.



▲ **FIGURA 3.15 Alfred Nobel (1833-1896), el inventor sueco de la dinamita.** De acuerdo con muchos relatos, el descubrimiento de Nobel de que la nitroglicerina podía hacerse más estable absorbiéndola en celulosa fue un hecho fortuito. Este descubrimiento convirtió a Nobel en un hombre muy rico. Sin embargo, también era un hombre complejo y solitario, que nunca se casó, enfermaba con frecuencia y padecía de depresión crónica. Inventó el explosivo militar más potente hasta la fecha, pero apoyó intensamente los movimientos internacionales en favor de la paz. En su testamento estipuló que su fortuna se utilizara para otorgar premios a quienes "hubieran conferido los mayores beneficios a la humanidad", incluyendo la conservación de la paz y la "fraternidad entre las naciones". El Premio Nobel es probablemente el reconocimiento más anhelado que un científico, escritor o defensor de la paz pueda recibir.

IMAGINE

En la gráfica, ambos segmentos de recta tienen pendientes negativas. ¿Por qué esto tiene sentido?



► **FIGURA 3.16** **Fuerza de enlace contra longitud de enlace para enlaces N—N.**

EJERCICIO DE INTEGRACIÓN RESUELTO **Conjunción de conceptos**

El fosgeno, una sustancia que se usó como gas venenoso durante la Primera Guerra Mundial, fue elaborado mediante la acción de la luz solar sobre una mezcla de gases de monóxido de carbono y cloro. Su nombre proviene de las palabras griegas *phos* (luz) y *genes* (nacido de). El fosgeno tiene la siguiente composición elemental: 12.14% C, 16.17% O y 71.69% Cl en masa. Su masa molar es de 98.9 g/mol. *a*) Determine la fórmula molecular de este compuesto. *b*) Dibuje tres estructuras de Lewis para la molécula que cumplan la regla del octeto para cada átomo. (Los átomos de Cl y O se enlazan al C). *c*) Utilizando cargas formales, determine cuál estructura de Lewis es dominante. *d*) Empleando entalpías de enlace promedio, estime el ΔH para la formación de fosgeno gaseoso a partir de $CO(g)$ y $Cl_2(g)$.

SOLUCIÓN

a) La fórmula empírica del fosgeno se determina a partir de su composición elemental. Suponiendo 100 g del compuesto y calculando el número de moles de C, O y Cl en esta muestra, se tiene:

$$(12.14\text{ g C})\left(\frac{1\text{ mol C}}{12.01\text{ g C}}\right) = 1.011\text{ mol C}$$

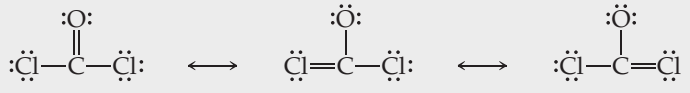
$$(16.17\text{ g O})\left(\frac{1\text{ mol O}}{16.00\text{ g O}}\right) = 1.011\text{ mol O}$$

$$(71.69\text{ g Cl})\left(\frac{1\text{ mol Cl}}{35.45\text{ g Cl}}\right) = 2.022\text{ mol Cl}$$

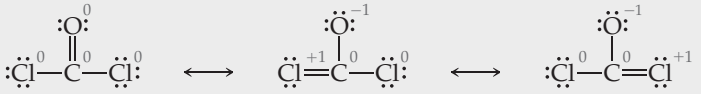
La razón del número de moles de cada elemento, obtenida al dividir cada número de moles entre la cantidad más pequeña, indica que existe un C y un O por cada dos Cl en la fórmula empírica, $COCl_2$.

La masa molar de la fórmula empírica es 12.01 + 16.00 + 2(35.45) = 98.91 g/mol, la misma que la masa molar de la molécula. Así, $COCl_2$ es la fórmula molecular.

b) El carbono tiene cuatro electrones de valencia, el oxígeno tiene seis y el cloro tiene siete, lo que da 4 + 6 + 2(7) = 24 electrones para las estructuras de Lewis. Al dibujar una estructura de Lewis solo con enlaces sencillos, entonces el átomo central de carbono no logra un octeto. Si se utilizan enlaces múltiples, tres estructuras cumplen la regla del octeto:

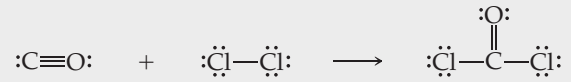


c) Al calcular las cargas formales en cada átomo se obtiene:



Se espera que la primera estructura sea la dominante porque tiene las cargas formales más pequeñas en cada átomo. De hecho, por lo general, la molécula se representa mediante esta estructura de Lewis.

d) Al escribir la ecuación química en términos de las estructuras de Lewis de las moléculas, se tiene



Así, la reacción implica romper un enlace C≡O y un enlace Cl—Cl, y formar un enlace C═O y dos enlaces C—Cl. Empleando las entalpías de enlace de la tabla 3.4, se tiene

$$\Delta H = D(\text{C}{\equiv}\text{O}) + D(\text{Cl}{-}\text{Cl}) - [D(\text{C}{=}\text{O}) + 2D(\text{C}{-}\text{Cl})]$$
$$= 1072\ \text{kJ} + 242\ \text{kJ} - [799\ \text{kJ} + 2(328\ \text{kJ})] = -141\ \text{kJ}$$

Observe que la reacción es exotérmica. Sin duda, se necesita energía del sol, o de otra fuente, para iniciar la reacción como ocurre en la combustión de $H_2(g)$ y $O_2(g)$ para formar $H_2O(g)$.

REFLEXIÓN

¿Comprendo la diferencia entre energía de enlace y energía de reacción?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. ¿A qué se le llama energía de activación?

2. ¿Por qué una explosión es autosuficiente?

3. El amoniaco se produce de manera directa a partir del nitrógeno y del hidrógeno mediante el proceso Haber. La reacción química es:

$$N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$$

a) Con base en la tabla 3.4, estime el cambio de entalpía para la reacción. ¿Es exotérmica o endotérmica? *b*) Compare el cambio de entalpía calculado en *a*) con el cambio de entalpía real obtenido mediante los valores de ΔH_f°.

4. Con base en la tabla 3.4, estime ΔH para cada una de las siguientes reacciones en fase gaseosa:

$$2\ CH_4(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ CH_3OH(g)$$
$$H_2(g) + Br_2(g) \longrightarrow 2\ HBR$$
$$2\ H_2O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(g) + O_2(g)$$

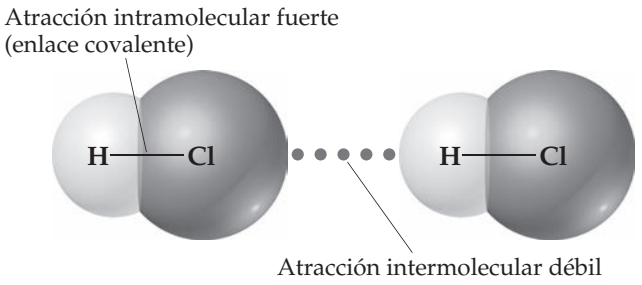
5. *a*) Mediante el uso de entalpías de enlace promedio, prediga cuál de las siguientes reacciones será la más exotérmica:

$$C(g) + 2\ F_2(g) \longrightarrow CF_4(g)$$
$$CO(g) + 3\ F_2 \longrightarrow CF_4(g) + OF_2(g)$$
$$CO_2(g) + 4\ F_2 \longrightarrow CF_4(g) + 2\ OF_2(g)$$

b) Explique la tendencia, si existe, entre qué tan exotérmica es una reacción y qué tan fuertemente unido está el átomo de carbono con el átomo de oxígeno.

3.9 FUERZAS INTERMOLECULARES

Las intensidades de las fuerzas intermoleculares en diferentes sustancias varían en gran medida, pero en general son mucho más débiles que las fuerzas intramoleculares: enlaces iónicos, metálicos o covalentes (▼ **FIGURA 3.17**). Por lo tanto, se requiere menos energía para vaporizar, o evaporar, un líquido o para fundir un sólido, que para romper los enlaces covalentes. Por ejemplo, solo se requieren 16 kJ/mol para superar las atracciones intermoleculares en el HCl líquido y vaporizarlo. En contraste, la energía requerida para romper el enlace covalente en el HCl es de 431 kJ/mol. De este modo, cuando una sustancia molecular como el HCl cambia de sólido a líquido o a gas, las moléculas permanecen intactas.



▲ **FIGURA 3.17 Fuerzas intermolecular e intramolecular.**

Muchas de las propiedades de los líquidos, incluyendo sus *puntos de ebullición*, reflejan la intensidad de las fuerzas intermoleculares. Un líquido hierve cuando se forman burbujas de vapor dentro de él. Las moléculas de un líquido deben superar sus fuerzas de atracción para separarse y formar un vapor. Cuanto más intensas sean las fuerzas de atracción, mayor será la temperatura a la que el líquido hierve. Asimismo, los *puntos de fusión* de los sólidos aumentan conforme crecen las intensidades de las fuerzas intermoleculares. Como se muestra en la ▼ TABLA 3.6, los puntos de fusión y de ebullición de sustancias donde las partículas se mantienen unidas por enlaces químicos tienden a ser mucho más altos que en aquellas sustancias donde las partículas están unidas por fuerzas intermoleculares.

En las moléculas eléctricamente neutras existen tres tipos de atracciones intermoleculares: fuerzas de dispersión, atracciones dipolo-dipolo y enlaces de hidrógeno. Las dos primeras se conocen en conjunto como *fuerzas de Van der Waals*, en honor a Johannes van der Waals, quien desarrolló la ecuación para predecir la desviación de los gases del comportamiento ideal. Otro tipo de fuerza atractiva, la fuerza ion-dipolo, es importante en las disoluciones.

Todas estas interacciones intermoleculares son electrostáticas e implican atracciones entre especies positivas y negativas, muy semejantes a los enlaces iónicos. ¿Entonces por qué las fuerzas intermoleculares son mucho más débiles que los enlaces iónicos? En general, las cargas responsables de las fuerzas intermoleculares son mucho menores que las cargas en los compuestos iónicos. Además, es frecuente que las distancias entre las moléculas sean mayores que las distancias entre los átomos unidos mediante enlaces químicos.

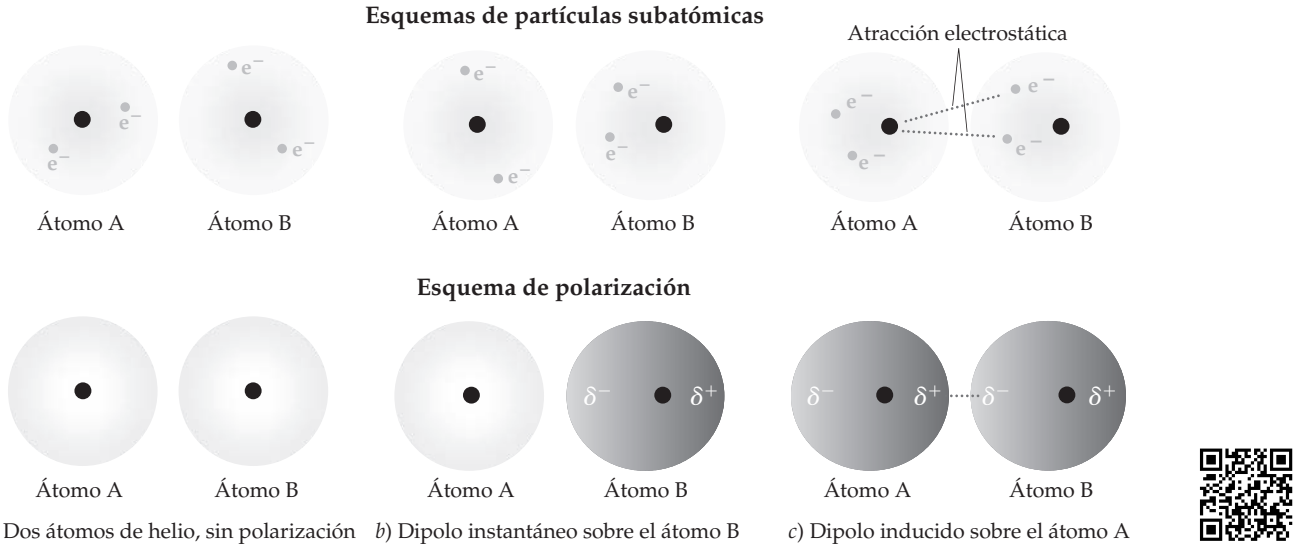
Fuerzas de dispersión

Podría pensarse que no hay interacciones electrostáticas entre átomos y/o moléculas no polares, eléctricamente neutras. Sin embargo, deben existir algunos tipos de interacciones de atracción porque los gases no polares, como el helio, el argón y el nitrógeno, pueden licuarse. Fritz London, un físico germano-estadounidense, fue el primero en proponer el origen de esta atracción en 1930. London observó que el movimiento de los electrones en un átomo o en una molécula puede crear un momento dipolar *instantáneo* o momentáneo.

Por ejemplo, en un conjunto de átomos de helio, la distribución *promedio* de los electrones alrededor de cada núcleo es esféricamente simétrica, como se muestra en la ► **FIGURA 3.18***a*). Los átomos son no polares y carecen de un momento dipolar permanente. Sin embargo, la distribución *instantánea* de los electrones puede ser diferente de la distribución promedio. Si pudiéramos congelar el movimiento de los electrones de un átomo de helio en un instante dado, ambos electrones podrían estar en un lado del núcleo. Entonces, en ese instante, el átomo tendría un momento dipolar instantáneo, como se observa en la **FIGURA 3.18***b*). Los movimientos de los electrones de un átomo influyen en los movimientos de electrones de sus átomos cercanos. El dipolo instantáneo de un átomo puede inducir un dipolo temporal en un átomo adyacente, ocasionando que los átomos se atraigan, como se muestra en la **FIGURA 3.18***c*). Esta interacción de atracción se conoce como **fuerza de dispersión** (o *fuerza de dispersión de London*) y solo es significativa cuando las moléculas están muy cercanas entre sí.

TABLA 3.6 • Puntos de fusión y de ebullición de sustancias representativas

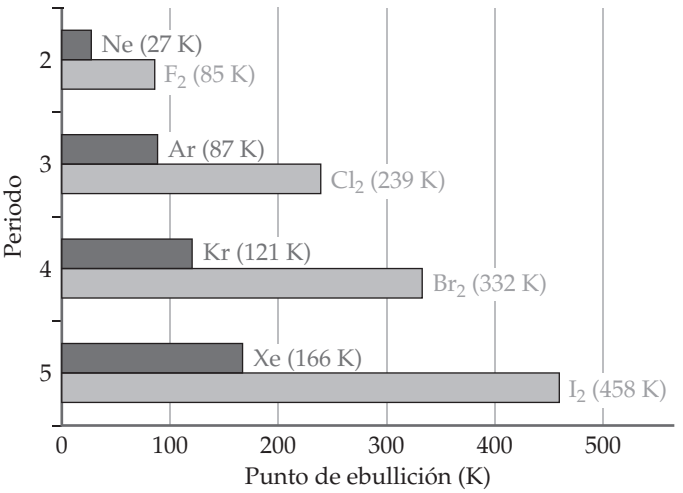
Fuerza que une a las partículas	Sustancia	Punto de fusión (K)	Punto de ebullición (K)
Enlaces químicos			
Enlaces covalentes	Diamante (C)	3800	4300
Enlaces metálicos	Berilio (Be)	1560	2742
Enlaces iónicos	Fluoruro de litio (LiF)	1118	1949
Fuerzas intermoleculares			
Fuerza de dispersión	Nitrógeno (N_2)	63	77
Fuerza dipolo-dipolo	Cloruro de hidrógeno (HCl)	158	188
Fuerza de enlace de hidrógeno	Fluoruro de hidrógeno (HF)	190	293



▲ **FIGURA 3.18** **Fuerzas de dispersión.** "Instantáneas" de la distribución de carga en un par de átomos de helio en tres instantes.

La intensidad de la fuerza de dispersión depende de la facilidad con que la distribución de carga de una molécula pueda distorsionarse para inducir un dipolo momentáneo. La facilidad con que la distribución de carga se distorsiona se conoce como **polarizabilidad** de la molécula. Podemos pensar en la polarizabilidad de una molécula como una medida de la "maleabilidad" de su nube de electrones: a mayor polarizabilidad, es más fácil distorsionar su nube de electrones y generar un dipolo instantáneo. Por lo tanto, las moléculas más polarizables tienen mayores fuerzas de dispersión.

En general, la polarizabilidad se incrementa al crecer el número de electrones en un átomo o una molécula. Por lo tanto, la intensidad de las fuerzas de dispersión tiende a aumentar con el tamaño atómico o molecular. Como el tamaño molecular y la masa en general son paralelos entre sí, *las fuerzas de dispersión tienden a incrementar su intensidad cuando aumenta la masa molecular*. Esto se constata en los puntos de ebullición de los halógenos y los gases nobles (► **FIGURA 3.19**), donde las fuerzas de dispersión son las únicas fuerzas intermoleculares en acción. En ambas familias, la masa molecular aumenta al descender por la tabla periódica. Las elevadas masas moleculares implican fuerzas de dispersión más intensas, lo que, a la vez, conduce a elevados puntos de ebullición.



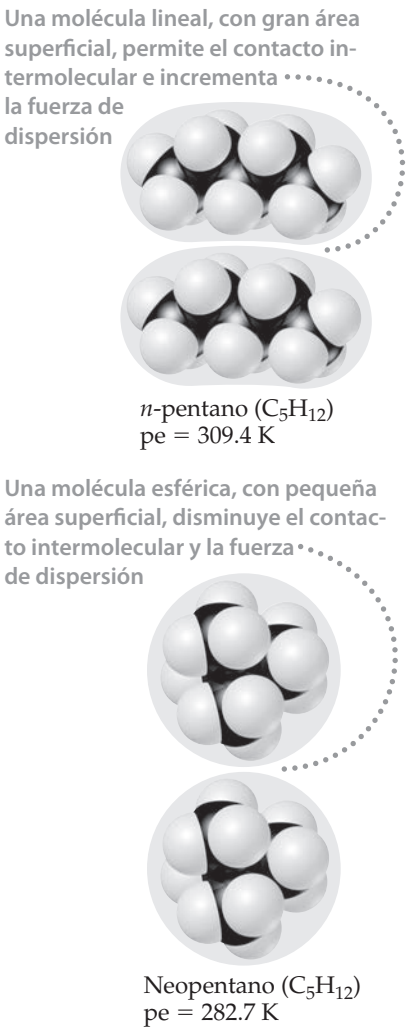
▲ **FIGURA 3.19** **Puntos de ebullición de los halógenos y los gases nobles.** La gráfica muestra cómo los puntos de ebullición se incrementan conforme crece la masa molecular por el aumento de las fuerzas de dispersión.

PIÉNSELO UN POCO

Clasifique las sustancias CCl_4, CBr_4 y CH_4 en orden creciente del punto de ebullición.

La forma molecular también influye en las magnitudes de las fuerzas de dispersión. Por ejemplo, el *n*-pentano* y el neopentano (▼ **FIGURA 3.20**) tienen la misma fórmula molecular (C_5H_{12}), aunque el punto de ebullición del *n*-pentano es 27 K mayor que el del neopentano. La diferencia puede atribuirse a las distintas formas de las dos moléculas. La atracción intermolecular es mayor en el *n*-pentano porque sus moléculas pueden entrar en contacto en toda la extensión de la molécula, que es larga y de forma casi cilíndrica. Entre las moléculas del neopentano hay menos contacto debido a que son más compactas y casi esféricas.

*La *n* del *n*-pentano es una abreviatura de la palabra *normal*. En un hidrocarburo normal, los átomos de carbono están acomodados en una cadena recta.



▲ FIGURA 3.20 La forma molecular afecta las atracciones intermoleculares. Las moléculas del *n*-pentano tienen más contacto entre sí que las moléculas del neopentano. Por lo tanto, el *n*-pentano tiene fuerzas de atracción intermoleculares más intensas y un punto más alto de ebullición.

Fuerzas dipolo-dipolo

La presencia de un momento dipolar permanente en las moléculas polares da origen a las **fuerzas dipolo-dipolo**. Estas fuerzas se originan de las atracciones electrostáticas entre el extremo parcialmente positivo de una molécula y el extremo parcialmente negativo de una molécula vecina. También pueden ocurrir repulsiones cuando los extremos positivos (o negativos) de dos moléculas están muy cercanos. Las fuerzas dipolo-dipolo son efectivas solo cuando las moléculas tienen mutua cercanía.

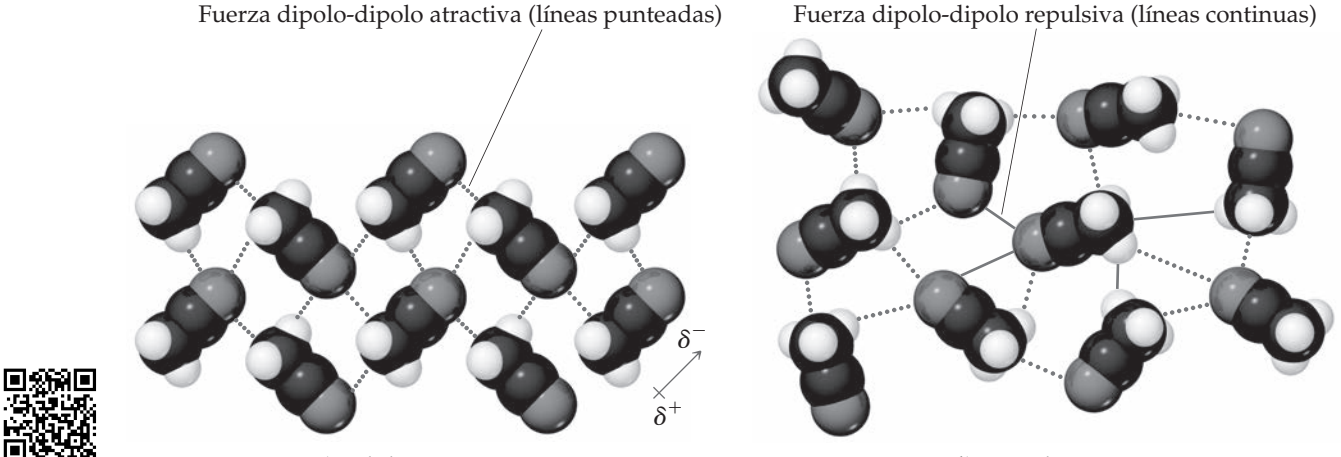
Para observar el efecto de las fuerzas dipolo-dipolo se pueden comparar los puntos de ebullición de dos compuestos con similar masa molecular (MM): acetonitrilo (CH_3CN, MM 41 uma, pe 355 K) y propano ($CH_3CH_2CH_3$, MM 44 uma, pe 231 K). El acetonitrilo es una molécula polar, con un momento dipolar de 3.9 D, así que existen fuerzas dipolo-dipolo. Sin embargo, el propano es esencialmente no polar, implicando la ausencia de fuerzas dipolo-dipolo. Puesto que el acetonitrilo y el propano tienen masas moleculares semejantes, entonces las fuerzas de dispersión son similares para estas dos moléculas. Por lo tanto, el alto punto de ebullición del acetonitrilo puede atribuirse a las fuerzas dipolo-dipolo.

Para comprender mejor estas fuerzas, considere cómo las moléculas de CH_3CN se juntan entre sí en los estados sólido y líquido. En el sólido [**▼ FIGURA 3.21***a*)], las moléculas se estructuran con el extremo del nitrógeno negativamente cargado de cada molécula cercano a los extremos de CH_3 positivamente cargados de sus vecinos. En el líquido [figura 3.21*b*)], las moléculas son libres para moverse entre sí y su arreglo queda desordenado. Esto significa que, en cualquier instante dado, están presentes las interacciones dipolo-dipolo atractivas y repulsivas. Sin embargo, no solo existen más interacciones atractivas que repulsivas, sino que también hay moléculas atrayéndose entre sí que pasan más tiempo cerca una de otra, que dos que se repelen. El efecto global es una atracción neta lo suficientemente fuerte para mantener unidas a las moléculas en el CH_3CN líquido y así evitar que se separen para formar un gas.

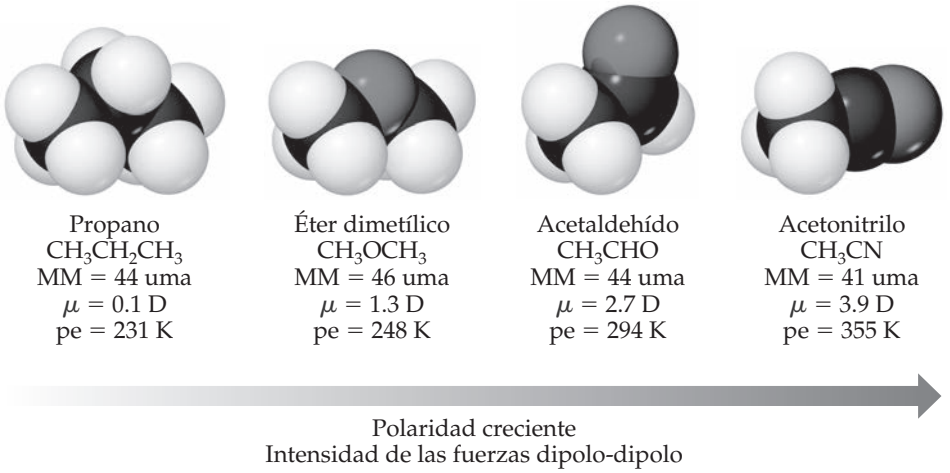
Para moléculas de masa y tamaño aproximadamente iguales, la intensidad de las atracciones intermoleculares aumenta cuando crece la polaridad. En la **► FIGURA 3.22** se observa esta tendencia. Observe cómo se incrementa el punto de ebullición conforme aumenta el momento dipolar.

Enlace de hidrógeno

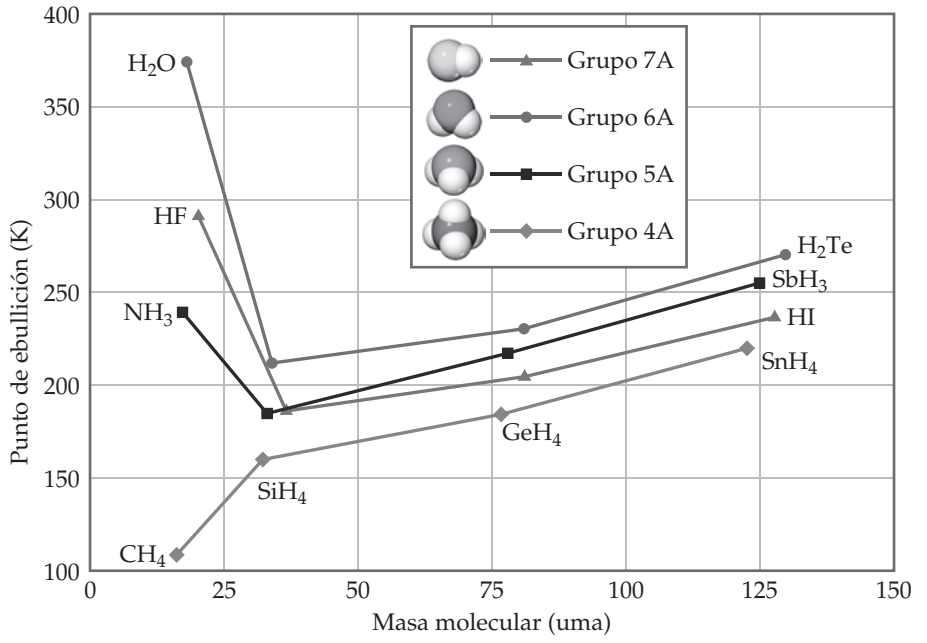
La **► FIGURA 3.23** muestra los puntos de ebullición de los compuestos binarios que se forman entre el hidrógeno y los elementos de los grupos 4A a 7A. Los puntos de ebullición de los compuestos que contienen elementos del grupo 4A (del CH_4 al SnH_4, todos no polares) se incrementan sistemáticamente al descender por el grupo. Esta es la tendencia esperada porque, en general, la polarizabilidad y, por lo tanto, las fuerzas de dispersión aumentan al crecer la masa molecular. Los tres miembros más pesados de los grupos 5A, 6A y 7A siguen la misma tendencia, pero los compuestos NH_3, H_2O y HF tienen puntos de ebullición mucho



▲ FIGURA 3.21 Interacciones dipolo-dipolo. Las interacciones dipolo-dipolo en *a*) CH_3CN cristalino y *b*) CH_3CN líquido.



◀ FIGURA 3.22 **Masas moleculares, momentos dipolares y puntos de ebullición de varias sustancias orgánicas simples.**



IMAGINE

¿Por qué el punto de ebullición del SnH_4 es más alto que el del CH_4?

◀ FIGURA 3.23 **Puntos de ebullición de los hidruros covalentes de los elementos en los grupos 4A a 7A como una función de la masa molecular.**

más altos de lo esperado. En efecto, estos tres compuestos tienen muchas otras características que los distinguen de otras sustancias de masa molecular y polaridad similares.

Las fuertes atracciones intermoleculares en HF, H_2O y NH_3 resultan de los enlaces de hidrógeno. El **enlace de hidrógeno** *es un tipo especial de atracción intermolecular entre el átomo de hidrógeno en un enlace polar (particularmente H—F, H—O y H—N) y un par de electrones de no enlace de un ion o átomo pequeño electronegativo cercano, usualmente de F, O o N (en otra molécula)*. Por ejemplo, un enlace de hidrógeno existe entre el átomo de H de una molécula de HF y el átomo de F de una molécula adyacente de HF, como se muestra en la **▼ FIGURA 3.24** junto con varios ejemplos adicionales.

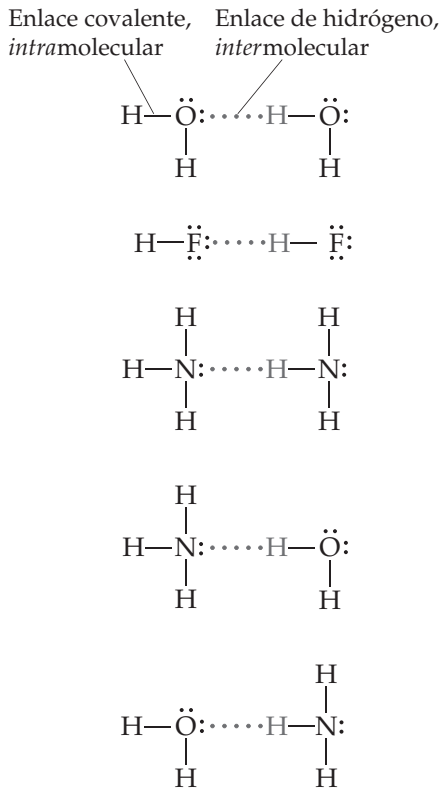
Los enlaces de hidrógeno pueden considerarse como un tipo de atracción dipolo-dipolo. Debido a que N, O y F son muy electronegativos, un enlace entre el hidrógeno y cualquiera de estos tres elementos es muy polar, con el hidrógeno en el extremo positivo (recuerde que el + a la derecha del símbolo dipolar representa el extremo positivo del dipolo):

$$\overset{\longleftarrow+}{\text{N—H}} \qquad \overset{\longleftarrow+}{\text{O—H}} \qquad \overset{\longleftarrow+}{\text{F—H}}$$

El átomo de hidrógeno no tiene electrones internos. Así, el lado positivo del dipolo de enlace tiene la carga concentrada del núcleo de hidrógeno. Esta carga positiva es atraída hacia la

IMAGINE

Para formar un enlace de hidrógeno, ¿qué debe tener el átomo no hidrogénico (N, O o F) implicado en el enlace?



▲ **FIGURA 3.24** **Enlace de hidrógeno.**

carga negativa del átomo electronegativo de una molécula cercana. Como el hidrógeno es deficiente en electrones y es muy pequeño, puede acercarse mucho a un átomo electronegativo e interactuar fuertemente con él.

EJERCICIO RESUELTO 3.13 **Identificación de sustancias que pueden formar enlaces de hidrógeno**

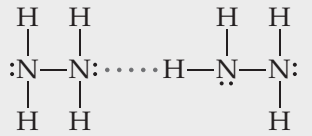
¿En cuál de estas sustancias es probable que un enlace de hidrógeno desempeñe un papel importante al determinar sus propiedades físicas: metano (CH_4), hidracina (H_2NNH_2), fluoruro de metilo (CH_3F) o sulfuro de hidrógeno (H_2S)?

SOLUCIÓN

Análisis Se proporcionan las fórmulas químicas de cuatro compuestos y se pide predecir si estos pueden participar en un enlace de hidrógeno. Todos estos compuestos contienen H, pero el enlace de hidrógeno generalmente se presenta solo cuando el hidrógeno se enlaza covalentemente con el N, O o F.

Estrategia Se analiza cada fórmula para ver si contiene N, O o F directamente unido al H. También debe haber un par de electrones de no enlace de un átomo electronegativo (usualmente N, O o F) de una molécula cercana, lo cual puede descubrirse representando la estructura de Lewis para la molécula.

Solución El criterio mencionado elimina al CH_4 y al H_2S, los cuales no tienen al H enlazado al N, O o F. También se elimina al CH_3F, cuya estructura de Lewis muestra un átomo central de C, rodeado por tres átomos de H y un átomo de F. (El carbono siempre forma cuatro enlaces, mientras que el hidrógeno y el flúor forman uno cada uno). Como la molécula contiene un enlace C—F y no uno H—F, no forma enlaces de hidrógeno. Sin embargo, en la molécula H_2NNH_2 se encuentran enlaces N—H, y la estructura de Lewis muestra un par de electrones de no enlace en cada átomo de N, lo que expresa que los enlaces de hidrógeno pueden existir entre las moléculas:



Comprobación Aunque en general es posible identificar las sustancias que participan en un enlace de hidrógeno con base en su contenido de N, O o F enlazado covalentemente al H, representar la estructura de Lewis para la interacción ofrece una forma de comprobar la predicción.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿En cuáles de estas sustancias es muy posible apreciar un enlace de hidrógeno? Cloruro de metileno (CH_2Cl_2), fosfina (PH_3), peróxido de hidrógeno (HOOH), acetona (CH_3COCH_3).

Respuesta: HOOH

Las energías de los enlaces de hidrógeno varían de 5 a 25 kJ/mol aproximadamente, aunque hay ejemplos aislados de energías de enlace de hidrógeno que se acercan a los 100 kJ/mol. Así, los enlaces de hidrógeno son en general más débiles que los enlaces covalentes, los cuales tienen entalpías de enlace de 150-1100 kJ/mol (véase la tabla 3.4). No obstante, como los enlaces de hidrógeno son más fuertes que las fuerzas dipolo-dipolo o fuerzas de dispersión, desempeñan funciones importantes en muchos sistemas químicos, incluyendo aquellos de relevancia biológica. Por ejemplo, los enlaces de hidrógeno ayudan a estabilizar las estructuras de las proteínas y también son responsables de la forma en que el ADN transmite la información genética.

Una consecuencia notable del enlace de hidrógeno se observa al comparar las densidades del agua líquida y el hielo. En la mayoría de las sustancias, las moléculas del sólido están empacadas de forma más densa que las del líquido, haciendo que la fase sólida sea más densa que la líquida. En cambio, la densidad del hielo a 0 °C (0.917 g/mL) es menor que la del agua líquida a 0 °C (1.00 g/mL), así que el hielo flota en el agua líquida.

La densidad más baja del hielo puede comprenderse en términos de los enlaces de hidrógeno. En el hielo, las moléculas del H_2O adoptan un arreglo abierto y ordenado, como

Calvin and Hobbes © Watterson, Dist. por Universal Press Syndicate. Reimpresión autorizada. Todos los derechos reservados.

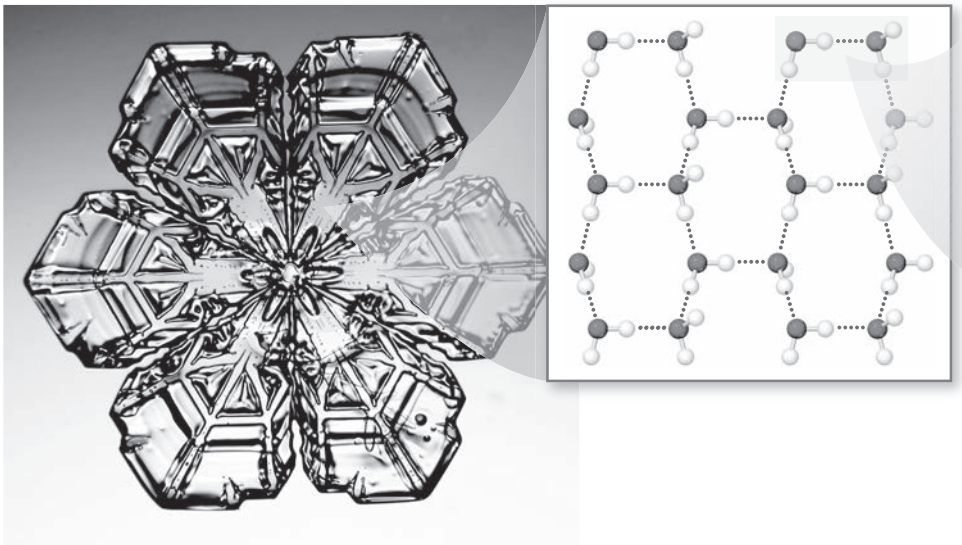
muestra la ▼ **FIGURA 3.25**. Este arreglo optimiza los enlaces de hidrógeno entre las moléculas, donde cada molécula de H_2O forma un enlace de hidrógeno con otras cuatro moléculas de H_2O vecinas. Sin embargo, estos enlaces de hidrógeno crean las cavidades abiertas en la imagen intermedia de la figura 3.25. Cuando el hielo se derrite, los movimientos de las moléculas ocasionan el colapso de la estructura. Los enlaces de hidrógeno en el líquido son más aleatorios que en el sólido, pero son lo suficientemente fuertes para mantener a las moléculas bastante unidas. Como consecuencia, el agua líquida tiene una estructura más densa que el hielo, implicando que una masa dada de agua ocupa un volumen más pequeño que la misma masa de hielo.

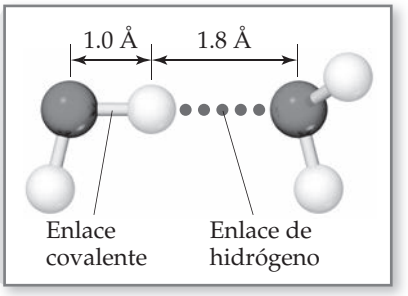
La expansión del agua cuando se congela (► **FIGURA 3.26**) es responsable de muchos fenómenos. Hace que los icebergs floten y que las tuberías se fracturen en los climas fríos. La densidad más baja del hielo, comparada con la del agua líquida, afecta en gran medida la vida sobre la Tierra. Debido a que el hielo flota, cubre la superficie del agua cuando un lago se congela en un clima frío, por lo que aísla el agua del fondo. Si el hielo fuera más denso que el agua, el hielo formado en la superficie del lago se hundiría hasta el fondo y el lago se congelaría por completo. La mayor parte de la vida acuática no podría sobrevivir en tales condiciones.

▲ **FIGURA 3.26 Expansión del agua al congelarse.**

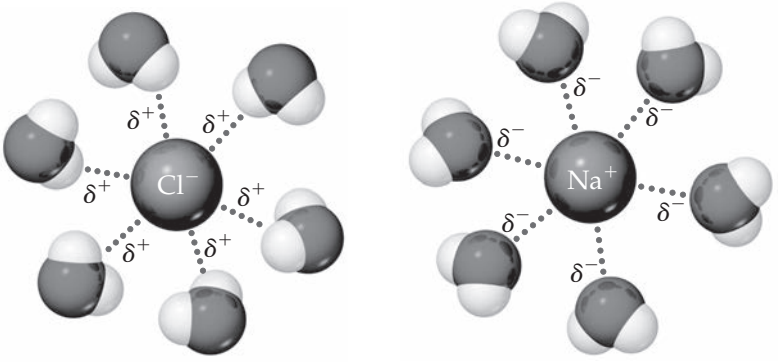
IMAGINE

¿Cuál es el ángulo aproximado del enlace H—O···H en el hielo, donde H—O es el enlace covalente y O···H es el enlace de hidrógeno?





◄ **FIGURA 3.25 Enlace de hidrógeno en el hielo.** Los canales vacíos en la estructura del hielo hacen que el agua sea menos densa como un sólido que como un líquido.



Los extremos positivos de las moléculas polares están orientados hacia el anión cargado negativamente

Los extremos negativos de las moléculas polares están orientados hacia el catión cargado positivamente

► **FIGURA 3.27** **Fuerzas ion-dipolo.**

Fuerzas ion-dipolo

Una **fuerza ion-dipolo** existe entre un ion y una molécula polar (▲ **FIGURA 3.27**). Los cationes son atraídos hacia el extremo negativo de un dipolo, mientras que los aniones son atraídos hacia el extremo positivo. La magnitud de la atracción crece cuando la carga iónica o la magnitud del momento dipolar aumentan. Las fuerzas ion-dipolo son especialmente importantes para las disoluciones de sustancias iónicas en líquidos polares, como una disolución de NaCl en agua.

PIÉNSELO UN POCO

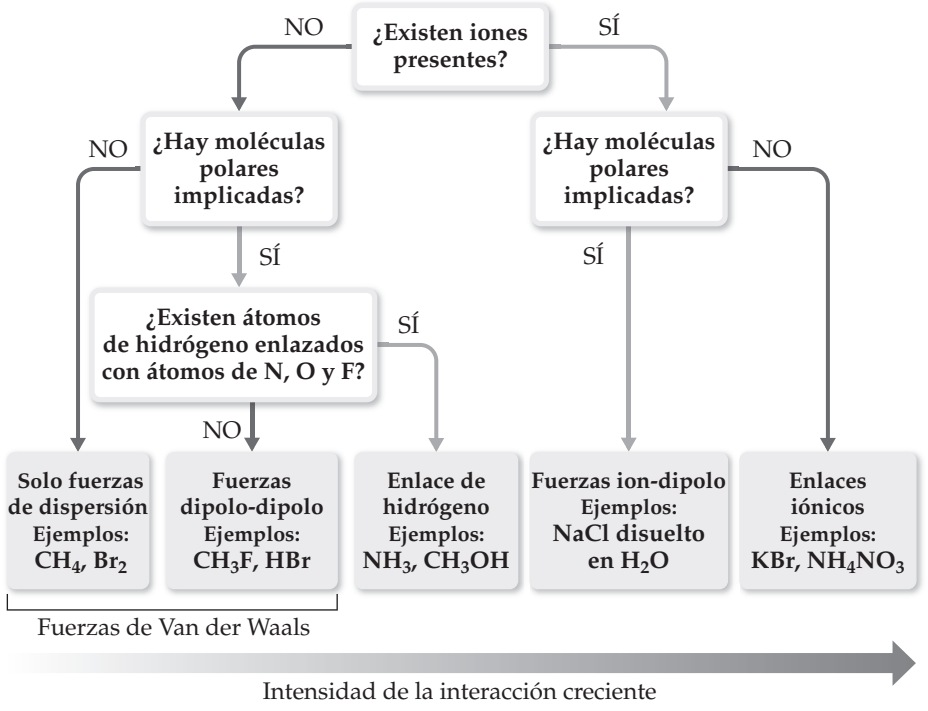
¿En cuál de las siguientes mezclas espera encontrar fuerzas ion-dipolo: CH_3OH en agua o $Ca(NO_3)_2$ en agua?

Comparación de fuerzas intermoleculares

Es posible identificar las fuerzas intermoleculares que operan en una sustancia si se consideran su composición y estructura. *Las fuerzas de dispersión están presentes en todas las sustancias*. La intensidad de estas atracciones aumenta cuando se incrementa la masa molecular y depende de las formas moleculares. Las fuerzas dipolo-dipolo en las moléculas polares también son operativas, pero usualmente estas fuerzas tienen una menor contribución a la atracción intermolecular total que las fuerzas de dispersión. Por ejemplo, se estima que en el HCl líquido las fuerzas de dispersión corresponden al 80% de la atracción total entre las moléculas, y el resto se debe a las atracciones dipolo-dipolo. Los enlaces de hidrógeno, cuando están presentes, realizan una importante contribución a la interacción intermolecular total. En general, las energías asociadas con las fuerzas de dispersión y las fuerzas dipolo-dipolo están en el intervalo de 2-10 kJ/mol, mientras que las energías de los enlaces de hidrógeno se encuentran en el intervalo de 5-25 kJ/mol. Las atracciones ion-dipolo dan lugar a energías de aproximadamente 15 kJ/mol. Todas estas interacciones son considerablemente más débiles que los enlaces covalentes y iónicos, los cuales tienen energías en el rango de cientos de kilojoules por mol.

Cuando compare las intensidades relativas de las atracciones intermoleculares, considere las siguientes generalizaciones:

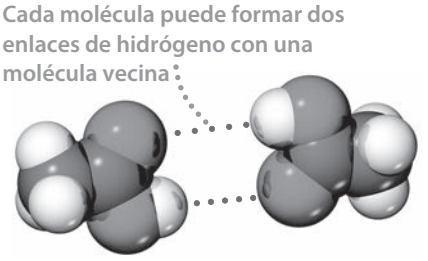
1. Cuando las moléculas de dos sustancias tienen masas moleculares y formas comparables, las fuerzas de dispersión son aproximadamente iguales en ambas sustancias. Las diferencias en las magnitudes de las fuerzas intermoleculares se deben a las diferencias en las intensidades de las atracciones dipolo-dipolo. Las fuerzas intermoleculares se vuelven más intensas conforme aumenta la polaridad de la molécula; y aquellas moléculas capaces de tener un enlace de hidrógeno tienen las interacciones más intensas.
2. Cuando las moléculas de dos sustancias difieren mucho en sus masas moleculares, las fuerzas de dispersión tienden a determinar cuál sustancia posee las atracciones intermoleculares más fuertes. En general, las fuerzas atractivas intermoleculares son más intensas en la sustancia con gran masa molecular.



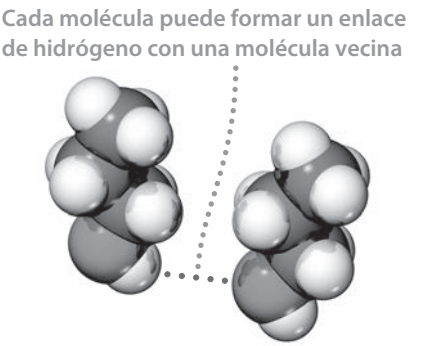
◀ **FIGURA 3.28 Diagrama de flujo para determinar fuerzas intermoleculares.** Múltiples tipos de fuerzas intermoleculares pueden estar en acción en una sustancia o en una mezcla. En particular, las fuerzas de dispersión se presentan en todas las sustancias.

La ▲ **FIGURA 3.28** presenta un método sistemático para identificar las fuerzas intermoleculares en un sistema particular.

Es importante entender que los efectos de todas estas atracciones son aditivos. Por ejemplo, el ácido acético, CH_3COOH, y el 1-propanol, CH_3CH_2OH, tienen la misma masa molecular, 60 uma, y ambos pueden formar un enlace de hidrógeno. Sin embargo, un par de moléculas de ácido acético puede formar dos enlaces de hidrógeno, mientras que un par de moléculas de 1-propanol solo puede formar un enlace (► **FIGURA 3.29**). Por lo tanto, es más elevado el punto de ebullición del ácido acético. Estos efectos son importantes, especialmente para moléculas polares muy grandes como las proteínas, las cuales tienen múltiples dipolos sobre sus superficies. Estas moléculas se pueden mantener unidas en disolución en un grado sorprendentemente alto debido a la presencia de múltiples atracciones dipolo-dipolo.



Ácido acético, CH_3COOH
MM = 60 uma
pe = 391 K



1-propanol, $CH_3CH_2CH_2OH$
MM = 60 uma
pe = 370 K

▲ **FIGURA 3.29 Enlace de hidrógeno en el ácido acético y en el 1-propanol.** Cuanto mayor sea el número de posibles enlaces de hidrógeno, más apretadas estarán las moléculas al mantenerse unidas; por lo tanto, es más alto el punto de ebullición.

EJERCICIO RESUELTO 3.14 **Predicción de los tipos y las intensidades relativas de las atracciones intermoleculares**

Clasifique las sustancias $BaCl_2$, H_2, CO, HF y Ne en orden creciente del punto de ebullición.

SOLUCIÓN

Análisis Es necesario calcular las fuerzas intermoleculares en estas sustancias y emplear esa información para determinar los puntos de ebullición relativos.

Estrategia El punto de ebullición depende en parte de las fuerzas de atracción en cada sustancia. Se necesita ordenarlas de acuerdo con las intensidades relativas de los diferentes tipos de atracciones intermoleculares.

Solución Las fuerzas de atracción son más intensas en las sustancias iónicas que en las moleculares, por lo que el $BaCl_2$ debería tener el punto de ebullición más elevado. Las fuerzas intermoleculares de las sustancias restantes dependen de la masa molecular, la polaridad y los enlaces de hidrógeno. Las masas moleculares son H_2 (2), CO (28), HF (20) y Ne (20). El punto de ebullición del H_2 debería ser el más bajo porque es no polar y tiene la menor masa molecular. Las masas moleculares del CO, HF y Ne son similares. Sin embargo, como el HF puede unirse por un enlace de hidrógeno, debería tener el punto de ebullición más elevado de los tres. Después está el CO, el cual es ligeramente polar y tiene la masa molecular más elevada. Por último, el Ne, que es no polar, debería tener el punto de ebullición más bajo de estos tres. Por lo tanto, el orden predicho de los puntos de ebullición es

$$H_2 < Ne < CO < HF < BaCl_2$$

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

Líquidos iónicos

Las intensas atracciones electrostáticas entre cationes y aniones son responsables de que la mayoría de los compuestos iónicos sean sólidos a temperatura ambiente, con altos puntos de fusión y de ebullición. Sin embargo, el punto de fusión de un compuesto iónico puede ser bajo si las cargas iónicas no son muy grandes y la distancia catión-anión es lo suficientemente amplia. Por ejemplo, el punto de fusión del NH_4NO_3, donde el catión y el anión son iones poliatómicos grandes, es de 170 °C. Si el catión amonio se reemplaza por el catión etilamonio, que es mucho más grande, $CH_3CH_2NH_3^+$, entonces el punto de fusión desciende a 12 °C, ¡ocasionando que el nitrato de etilamonio sea líquido a temperatura ambiente! El nitrato de etilamonio es un ejemplo de un *líquido iónico*: una sal que es líquido a temperatura ambiente.

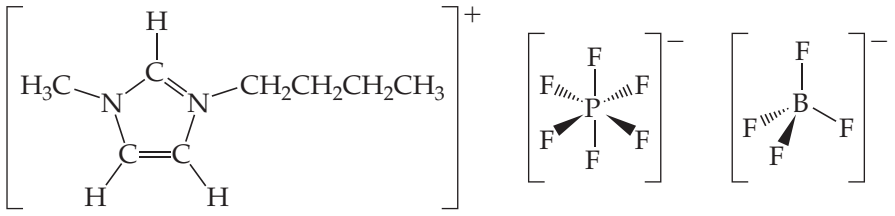
El $CH_3CH_2NH_3^+$ no solo es más grande que el NH_4^+, también es menos simétrico. En general, cuanto más grandes e irregulares (en configuración) sean los iones en una sustancia iónica, existen más oportunidades de formar un líquido iónico. Aunque muchos cationes forman líquidos iónicos, uno de los más conocidos es el catión 1-butilo-3-metilimidazolio ($bmim^+$, ▼ **FIGURA 3.30** y ► **TABLA 3.7**), el cual tiene dos ramas de diferente longitud saliendo de un anillo central de cinco átomos. Esta característica le da al $bmim^+$ una configuración irregular, lo cual dificulta que las moléculas puedan empacarse en un sólido.

TABLA 3.7 • Punto de fusión y temperatura de descomposición de cuatro sales de 1-butil-3-metilimidazolio ($bmim^+$)

Catión	Anión	Punto de ebullición (°C)	Temperatura de descomposición (°C)
$bmim^+$	Cl^-	41	254
$bmim^+$	I^-	−72	265
$bmim^+$	PF_6^-	10	349
$bmim^+$	BF_4^-	−81	403

Los aniones comunes encontrados en líquidos iónicos incluyen al PF_6^-, BF_4^- y los iones haluros.

Los líquidos iónicos tienen propiedades que son atractivas en diversas aplicaciones. A diferencia de la mayoría de los líquidos moleculares, estos tienden a tener una muy baja presión de vapor. Como son no volátiles (es decir, no se evaporan), tienden a ser inflamables y permanecen en estado líquido a temperaturas superiores a 673 K. La mayoría de las sustancias moleculares son líquidas solo a temperaturas mucho más bajas, por ejemplo, a 373 K o menos en muchos casos (véase la tabla 3.6). Son buenos disolventes en un amplio rango de sustancias inorgánicas, orgánicas y poliméricas; los líquidos iónicos pueden emplearse en una variedad de reacciones y separaciones. Estas propiedades los hacen atractivos como reemplazos para disolventes orgánicos volátiles en muchos procesos industriales. Respecto a los tradicionales disolventes orgánicos, los líquidos iónicos ofrecen la promesa de volúmenes reducidos y un manejo más seguro, además de que son y con mayor facilidad. Por estas y otras razones, existe considerable interés sobre los prometedores líquidos iónicos para reducir el impacto ambiental de los procesos químicos industriales.



Catión 1-butil-3-metilimidazolio ($bmim^+$) | Anión PF_6^- | Anión BF_4^-

▲ **FIGURA 3.30** **Iones representativos encontrados en líquidos iónicos.**

Comprobación Los puntos de ebullición reportados en la literatura son H_2 (20 K), Ne (27 K), CO (83 K), HF (293 K) y $BaCl_2$ (1813 K), en concordancia con nuestras predicciones.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

a) Identifique las atracciones intermoleculares presentes en las siguientes sustancias y *b*) seleccione la sustancia con el punto de ebullición más elevado: CH_3CH_3, CH_3OH y CH_3CH_2OH.

Respuestas: *a*) CH_3CH_3 solo tiene fuerzas de dispersión, mientras que las otras dos sustancias tienen tanto fuerzas de dispersión como enlaces de hidrógeno, *b*) CH_3CH_2OH.

ACTIVIDAD

1. Realice un cuadro sinóptico donde clasifique las diversas fuerzas intermoleculares.
2. ¿Qué tipo de fuerza de atracción intermolecular opera entre: *a*) todas las moléculas, *b*) moléculas polares, *c*) el átomo de hidrógeno de un enlace polar y un pequeño átomo electronegativo cercano?
3. ¿Qué tipo de fuerza intermolecular describe las siguientes diferencias en cada caso? *a*) El CH_3OH hierve a 65 °C; el CH_3SH hierve a 6 °C. *b*) El Xe es líquido a presión atmosférica y 120 K, mientras que el Ar es un gas en las mismas condi-

ciones. *c*) El Kr, cuya masa atómica es 84, hierve a 120.9 K, mientras que el Cl_2, cuya masa molecular es de aproximadamente 71, hierve a 238 K. *d*) La acetona hierve a 56 °C, mientras que el 2-metilpropano hierve a −12 °C.

Acetona

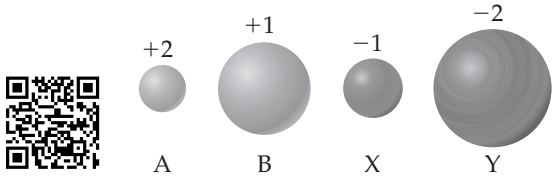
2-metilpropano

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Escriba un ensayo de una cuartilla (sin faltas de ortografía, letra Arial 12 y texto justificado) sobre la importancia de los puentes de hidrógeno en las moléculas de agua.
2. Describa las fuerzas intermoleculares que deben superarse para convertir cada una de estas sustancias de un líquido a un gas: *a*) SO_2, *b*) CH_3COOH, *c*) H_2S.
3. Verdadero o falso:
   a) En el caso de moléculas con masas moleculares similares, las fuerzas de dispersión se hacen más intensas conforme las moléculas se vuelven más polarizables.
   b) En el caso de los gases nobles, las fuerzas de dispersión disminuyen y los puntos de ebullición se elevan conforme uno desciende por la columna de la tabla periódica.
   c) En términos de las fuerzas atractivas totales para una sustancia dada, las interacciones dipolo-dipolo, cuando están presentes, siempre son mayores que las fuerzas de dispersión.
   d) Si todos los demás factores permanecen iguales, las fuerzas de dispersión entre moléculas lineales son mayores que las fuerzas de dispersión entre moléculas cuyas configuraciones son casi esféricas.
4. ¿Qué miembro de los siguientes pares tiene la mayor fuerza de dispersión: *a*) H_2O o H_2S, *b*) CO_2 o CO, *c*) SiH_4 o GeH_4?
5. *a*) ¿Qué átomos debe contener una molécula para participar en un enlace de hidrógeno con otras moléculas del mismo tipo? *b*) ¿Cuál de las siguientes moléculas puede formar un enlace de hidrógeno con otras moléculas del mismo tipo: CH_3F, CH_3NH_2, CH_3OH, CH_3Br?
6. Explique la diferencia en los puntos de ebullición en cada par: *a*) HF (20 °C) y HCl (–85 °C), *b*) $CHCl_3$ (61 °C) y $CHBr_3$ (150 °C), *c*) Br_2 (59 °C) e ICl (97 °C).
7. Ciertas sales que contienen el anión poliatómico tetraédrico, BF_4^-, son líquidos iónicos, mientras que las sales que contienen el ion tetraédrico SO_4^-, más grande, no forman líquidos iónicos. Explique esta observación.

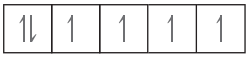
EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN

1. Realice un mapa conceptual titulado enlace químico, donde describa los tipos de enlace que existen, sus generalidades y las características de los compuestos formados.
2. Realice una rueda de atributos, donde el centro se titule "Estructuras de Lewis".
3. Describa qué es lo que ocasiona la polaridad de los enlaces covalentes, y la diferencia entre el enlace covalente polar y el iónico. ¿Cómo se diferencian?
4. ¿Cuál es la función de la entalpía?
5. ¿Cuál es la diferencia entre enlace químico y fuerzas intermoleculares?
6. En la figura de la derecha hay cuatro iones, A, B, X y Y, con sus radios iónicos relativos. Los iones que se muestran en gris tienen cargas positivas: una carga 2+ para A y una carga 1+ para B.



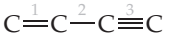
Los iones que aparecen en negro tienen carga negativa: 1− para X y 2− para Y. *a*) ¿Cuáles combinaciones de estos iones producen compuestos iónicos donde exista una razón 1:1 entre los cationes y los aniones? *b*) Entre las combinaciones del inciso *a*), ¿cuál conduce al compuesto iónico con la mayor energía de red? *c*) ¿Qué combinación de iones da lugar al compuesto iónico con la menor energía de red?

7. El diagrama de orbitales que sigue muestra los electrones de valencia para un ion 2+ de un elemento. *a*) ¿Cuál es el elemento? *b*) ¿Cuál es la configuración electrónica de un átomo de este elemento?



4*d*

8. La siguiente estructura parcial de Lewis es para una molécula de un hidrocarburo. En la estructura completa de Lewis, cada átomo de carbono cumple la regla del octeto y no existen pares de electrones sin compartir en la molécula. Los enlaces carbono-carbono están marcados como 1, 2 y 3. *a*) Determine dónde se encuentran los átomos de hidrógeno en la molécula. *b*) Clasifique los enlaces carbono-carbono en orden de longitud de enlace creciente. *c*) Clasifique los enlaces carbono-carbono en orden de entalpía de enlace creciente. [Secciones 3.3 y 3.8]



SÍMBOLOS DE LEWIS

9. Escriba la configuración electrónica del silicio. Identifique los electrones de valencia en esta configuración y los electrones que no son de valencia. Desde el punto de vista de la reactividad química, ¿cuál es la diferencia importante entre ellos?

10. ¿Cuál es el símbolo de Lewis para cada uno de los siguientes átomos o iones: *a*) K, *b*) As, *c*) Sn^{2+}, *d*) N^{3-}?

ENLACES IÓNICOS

11. Por medio de los símbolos de Lewis, represente la reacción entre los átomos de magnesio y de oxígeno para formar la sustancia iónica MgO.

12. Prediga la fórmula química del compuesto iónico formado entre los siguientes pares de elementos: *a*) Al y F, *b*) K y S, *c*) Y y O, *d*) Mg y N.

13. Escriba la configuración electrónica para cada uno de los siguientes iones y determine cuáles tienen configuraciones de gas noble: *a*) Sr^{2+}, *b*) Ti^{2+}, *c*) Se^{2-}, *d*) Ni^{2+}, *e*) Br^{-}, *f*) Mn^{3+}.

14. *a*) Defina el término *energía de red*. *b*) ¿Qué factores rigen la magnitud de la energía de red de un compuesto iónico?

15. El NaCl y el KF tienen la misma estructura cristalina. La única diferencia entre los dos es la distancia que separa a los cationes de los aniones. *a*) Las energías de red del NaCl y del KF están dadas en la tabla 3.2. De acuerdo con las energías de red, ¿cuál distancia esperaría que fuera mayor, la del Na—Cl o la del K—F? *b*) Utilice los radios iónicos dados en la figura 2.11 para estimar las distancias Na—Cl y K—F. ¿Concuerda esta estimación con la predicción que hizo mediante las energías de red?

16. *a*) ¿La energía de red de un sólido iónico aumenta o disminuye cuando: **i.** aumentan las cargas de los iones y **ii.** crecen los tamaños de los iones? *b*) Ordene de forma creciente las siguientes sustancias, no listadas en la tabla 3.2, de acuerdo con sus energías de red esperadas: MgS, KI, GaN, LiBr.

ENLACES COVALENTES, ELECTRONEGATIVIDAD Y POLARIDAD DE ENLACE

17. Utilizando solo la tabla periódica como guía, seleccione el átomo más electronegativo en cada uno de los siguientes conjuntos: *a*) Na, Mg, K, Ca; *b*) P, S, As, Se; *c*) Be, B, C, Si; *d*) Zn, Ge, Ga, As.

18. En los siguientes pares de compuestos binarios, determine cuál es una sustancia molecular y cuál es una sustancia iónica. Utilice la convención de nomenclatura adecuada (para sustancias iónicas o moleculares) para asignar nombre a cada compuesto: *a*) $TiCl_4$ y CaF_2, *b*) ClF_3 y VF_3, *c*) $SbCl_5$ y AlF_3.

ESTRUCTURAS DE LEWIS; ESTRUCTURAS DE RESONANCIA

19. *a*) Escriba una o más estructuras de Lewis adecuadas para el ion nitrito, NO_2^{-}. *b*) ¿Con cuál alótropo del oxígeno es isoelectrónico? *c*) ¿Qué se predice a partir de las longitudes de los enlaces NO_2^{-} con respecto a los enlaces sencillos N—O y a los enlaces dobles?

20. Prediga el orden de las longitudes de enlace C—O en CO, CO_2 y CO_3^{2-}.

21. A partir de las estructuras de Lewis, prediga el orden de las longitudes de enlace N—O en NO^{+}, NO_2^{-} y NO_3^{-}.

EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

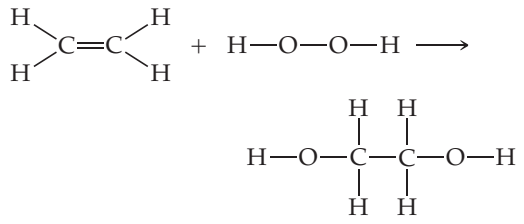
22. Dibuje las estructuras de Lewis para cada uno de los siguientes iones o moléculas. Identifique aquellas que no cumplen la regla del octeto y explique por qué no lo hacen: *a*) SO_3^{2-}, *b*) AlH_3, *c*) N_3^{-}, *d*) CH_2Cl_2, *e*) SbF_5.

23. *a*) Describa la molécula de trióxido de xenón, XeO_3, mediante cuatro posibles estructuras de Lewis, una con cero, uno, dos o tres enlaces dobles Xe—O. *b*) ¿Alguna de estas estructuras de resonancia cumple la regla del octeto para cada átomo en la molécula? *c*) ¿Alguna de las cuatro estructuras de Lewis tiene estructuras de resonancia múltiples? Si es así, ¿cuántas estructuras de resonancia encuentra usted? *d*) ¿Cuál de las estructuras de Lewis en *a*) conduce a las cargas formales más favorables para la molécula?

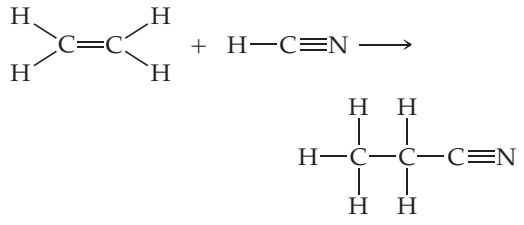
ENTALPÍAS DE ENLACE

24. Con base en la tabla 3.4, estime ΔH para cada una de las siguientes reacciones en fase gaseosa:

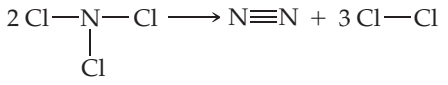
a)



b)



c)



25. *a*) Utilice las entalpías de enlace para estimar el cambio de entalpía para la reacción del hidrógeno con etileno:

$$H_2(g) + C_2H_4(g) \longrightarrow C_2H_6(g)$$

b) Calcule el cambio de entalpía estándar para esta reacción mediante los calores de formación. ¿Por qué este valor difiere del calculado en *a*)?

26. Dadas las siguientes energías de disociación de enlace, calcule la entalpía de enlace promedio para el enlace Ti—Cl.

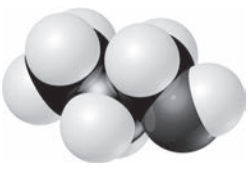
	ΔH(kJ/mol)
$TiCl_4(g) \longrightarrow TiCl_3(g) + Cl(g)$	335
$TiCl_3(g) \longrightarrow TiCl_2(g) + Cl(g)$	423
$TiCl_2(g) \longrightarrow TiCl(g) + Cl(g)$	444
$TiCl(g) \longrightarrow Ti(g) + Cl(g)$	519

FUERZAS INTERMOLECULARES

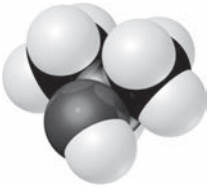
27. De acuerdo con lo que ha aprendido en relación con las fuerzas intermoleculares, ¿podría decir que la materia es fundamentalmente atraída o repelida por otra materia?

28. *a*) ¿Qué significa el término *polarizabilidad*? *b*) ¿Cuál de los siguientes átomos esperaría usted que fuera más polarizable: N, P, As, Sb? Explique. *c*) Acomode las siguientes moléculas en orden de polarizabilidad creciente: $GeCl_4$, CH_4, $SiCl_4$, SiH_4 y $GeBr_4$. *d*) Prediga el orden de los puntos ebullición de las sustancias en el inciso *c*).

29. El alcohol propílico ($CH_3CH_2CH_2OH$) y el alcohol isopropílico [$(CH_3)_2CHOH$], cuyos modelos compactos aparecen a continuación, tienen puntos de ebullición de 97.2 °C y 82.5 °C, respectivamente. Explique por qué el punto de ebullición del alcohol propílico es más alto, aun cuando ambos tienen la fórmula molecular de C_3H_8O.



a) Alcohol propílico



b) Alcohol isopropílico

30. La siguiente cita sobre el amoniaco (NH_3) procede de un libro de química inorgánica: "Se estima que 26% de los enlaces de hidrógeno en el NH_3 se rompen durante la fusión, 7% durante el calentamiento desde el punto de fusión al punto de ebullición y 67% restante durante la transferencia a la fase gaseosa en el punto de ebullición". Desde el punto de vista de la energía cinética de las moléculas, explique *a*) ¿por qué se presenta una disminución en la energía del enlace de hidrógeno durante la fusión? y *b*) ¿por qué la mayor parte de la pérdida de enlaces de hidrógeno ocurre en la transición del estado líquido al estado de vapor?

EJERCICIOS DE INTEGRACIÓN

1. El ion Ti^{2+} es isoelectrónico con el átomo de Ca. *a*) ¿Existen diferencias en la configuraciones electrónicas del Ti^{2+} y del Ca? *b*) En relación con la figura 1.51, comente los cambios en el orden de las subcapas 4*s* y 3*d* en el Ca y el Ti^{2+}. *c*) ¿Tendrán el Ca y el Ti^{2+} el mismo número de electrones no apareados? Explique.

2. La azida de bario es 62.04% Ba y 37.96% N. Cada ion azida tiene una carga neta de 1−. *a*) Determine la fórmula química del ion azida. *b*) Escriba tres estructuras de resonancia para el ion azida. *c*) ¿Cuál es la estructura más importante? *d*) Prediga las longitudes de enlace en el ion.

3. Tanto el acetileno (C_2H_2) como el nitrógeno (N_2) contienen un enlace triple, pero difieren de manera importante en sus propiedades químicas. *a*) Escriba las estructuras de Lewis para las dos sustancias. *b*) Consulte el apéndice C y busque las entalpías de formación del acetileno y el nitrógeno, y compare sus reactividades. *c*) Escriba las ecuaciones químicas balanceadas para la oxidación completa del N_2 para formar $N_2O_5(g)$ y la del acetileno para formar $CO_2(g)$ y $H_2O(g)$. *d*) Calcule la entalpía de oxidación por mol del N_2 y el C_2H_2 (la entalpía de formación del $N_2O_5(g)$ es de 11.30 kJ/mol). ¿Cómo se relacionan estos valores comparativos con su respuesta del inciso *b*)? Tanto el N_2 como el C_2H_2 tienen enlaces triples con entalpías de enlace muy elevadas (tabla 3.4). ¿Qué aspecto de los enlaces químicos en estas moléculas o en los productos de la oxidación parecen tener relevancia para explicar la diferencia en las reactividades químicas?

4. Por lo general, las entalpías de enlace promedio se definen para moléculas en fase gaseosa. Muchas sustancias en su estado estándar son líquidos. Mediante los datos termoquímicos adecuados del apéndice C, calcule las entalpías de enlace promedio en el estado líquido para los siguientes enlaces y compare estos valores con los valores en fase gaseosa que se presentan en la tabla 3.4: *a*) Br—Br, del $Br_2(l)$; *b*) C—Cl, del $CCl_4(l)$; *c*) O—O, del $H_2O_2(l)$ (suponga que la entalpía de enlace O—H es la misma que en fase gaseosa). *d*) ¿Qué concluye con respecto al proceso de ruptura de enlaces en el líquido, en comparación con la fase gaseosa? Explique la diferencia en los valores del ΔH entre las dos fases.

AUTOEVALUACIÓN

1. ¿Cuántos elementos de la tabla periódica se representan con un símbolo de Lewis mediante un solo punto? ¿Están todos estos elementos en el mismo grupo? Explique.

2. *a)* Explique la siguiente tendencia de la energía de red: BeH_2, 3205 kJ/mol; MgH_2, 2791 kJ/mol; CaH_2, 2410 kJ/mol; SrH_2, 2250 kJ/mol; BaH_2, 2121 kJ/mol. *b*) La energía de red para el ZnH_2 es 2870 kJ/mol. De acuerdo con los datos del inciso *a*), ¿qué radio de un elemento del grupo 2A se espera que sea más cercano al radio del ion Zn^{2+}?

3. Una sustancia iónica de fórmula MX tiene una energía de red de 6×10^3 kJ/mol. ¿La carga en el ion M será 1+, 2+ o 3+? Explique su razonamiento.

4. Construya un ciclo de Born-Haber para la formación del hipotético compuesto $NaCl_2$, donde el ion sodio tiene una carga 2+ (la segunda energía de ionización del sodio se encuentra en la tabla 2.3). *a*) ¿Qué tan grande sería la energía de red necesaria para que la formación del $NaCl_2$ sea exotérmica? *b*) Si burdamente se estimara que la energía de red del $NaCl_2$ es igual a la del $MgCl_2$ (2326 kJ de la tabla 3.2), ¿qué valor se obtendría para la entalpía estándar de formación, ΔH_f° del $NaCl_2$?

5. *a*) ¿En qué difiere una molécula polar de una no polar? *b*) Los átomos X y Y tienen electronegatividades diferentes. ¿Es necesario que la molécula diatómica X—Y sea polar? Explique. *c*) ¿Qué factores afectan el tamaño del momento dipolar de una molécula diatómica?

6. Para el siguiente conjunto de elementos no metálicos, O, P, Te, I, B, *a*) ¿cuáles dos elementos formarían el enlace sencillo más polar? *b*) ¿Cuáles dos elementos formarían el enlace sencillo más largo? *c*) ¿Cuáles dos elementos formarían con más probabilidad un compuesto cuya fórmula sea XY_2? *d*) ¿Cuáles combinaciones de elementos formarían con más probabilidad un compuesto cuya fórmula empírica sea X_2Y_3? En cada caso explique su respuesta.

7. Utilizando las electronegatividades del Br y Cl, estime las cargas parciales de los átomos en la molécula Br—Cl. Por medio de estas cargas parciales y los radios atómicos dados en la figura 2.11, estime el momento dipolar de la molécula. El momento dipolar medido es igual a 0.57 D.

8. Aunque el I_3^- es conocido, el F_3^- no lo es. Mediante las estructuras de Lewis explique por qué no se forma el F_3^-.

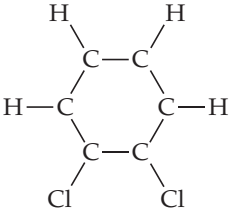
9. Calcule la carga formal del átomo que se indica en cada una de las siguientes moléculas o iones: *a*) el átomo central de oxígeno en O_3, *b*) el fósforo en PF_6^-, *c*) el nitrógeno en NO_2, *d*) el yodo en ICl_3, *e*) el cloro en $HClO_4$ (el hidrógeno está ligado al O).

10. Es posible dibujar las siguientes tres estructuras de Lewis para el N_2O:

$$:N{\equiv}N{-}\ddot{O}: \longleftrightarrow :\ddot{N}{-}N{\equiv}O: \longleftrightarrow :\ddot{N}{=}N{=}\ddot{O}:$$

a) Mediante las cargas formales, ¿cuál de estas tres formas de resonancia podría ser la más importante? *b*) La longitud de enlace N—N en el N_2O es igual a 1.12 Å, un poco más largo que un enlace típico N≡N y la longitud de enlace N—O es 1.19 Å, un poco más corto que un enlace típico N=O. (Véase la tabla 3.5). Racionalice estas observaciones en términos de las estructuras de resonancia mostradas previamente y de su conclusión en el inciso *a*).

11. El orto-diclorobenceno, $C_6H_4Cl_2$, se obtiene cuando dos de los átomos de hidrógeno adyacentes en el benceno se reemplazan con átomos de Cl. Aquí se muestra un esqueleto de la molécula. ***a***) Complete una estructura de Lewis para la molécula, empleando enlaces y pares de electrones conforme se necesiten. ***b***) ¿Existen estructuras de resonancia para la molécula? Si es así, dibújelas. ***c***) ¿Las estructuras de resonancia en *a*) y *b*) son equivalentes entre sí como lo son en el benceno? Si no, entonces explique qué las hace diferentes.



12. Una reacción primordial para la conversión de gas natural a otros hidrocarburos importantes es la conversión de metano a etano.

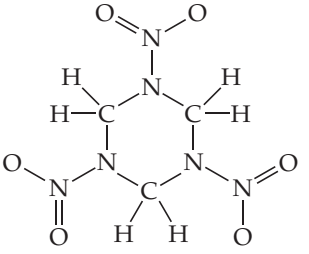
$$2\,CH_4(g) \longrightarrow C_2H_6(g) + H_2(g)$$

En la práctica, esta reacción se lleva a cabo en presencia de oxígeno, el cual convierte el hidrógeno producido en agua.

$$2\,CH_4(g) + \tfrac{1}{2}\,O_2(g) \longrightarrow C_2H_6(g) + H_2O(g)$$

Utilice la tabla 3.4 para estimar ΔH para estas dos reacciones. ¿Por qué la conversión de metano a etano es más favorable si se utiliza oxígeno?

13. El explosivo "plástico" C-4, utilizado con frecuencia en películas de acción, contiene la molécula *ciclotrimetilentrinitramina*, también conocida como RDX (por Royal Demolition eXplosive):



Ciclotrimetilentrinitramina (RDX)

a) Complete la estructura de Lewis de la molécula agregando un par de electrones no compartidos donde sea necesario. *b*) La estructura de Lewis que dibujó en el inciso *a*) ¿tiene alguna estructura de resonancia? Si es así, ¿cuántas tiene? *c*) La molécula provoca una explosión por la descomposición en $CO(g)$, $N_2(g)$ y $H_2O(g)$. Escriba una ecuación balanceada para la reacción de descomposición. *d*) En relación con la tabla 3.4, ¿cuál es el tipo de enlace más débil en la molécula? *e*) Utilice las entalpías de enlace promedio para estimar el cambio de entalpía al descomponerse 5.0 g de RDX.

Capítulo 4

Competencias

Al finalizar el presente capítulo, el estudiante habrá desarrollado las siguientes competencias específicas:

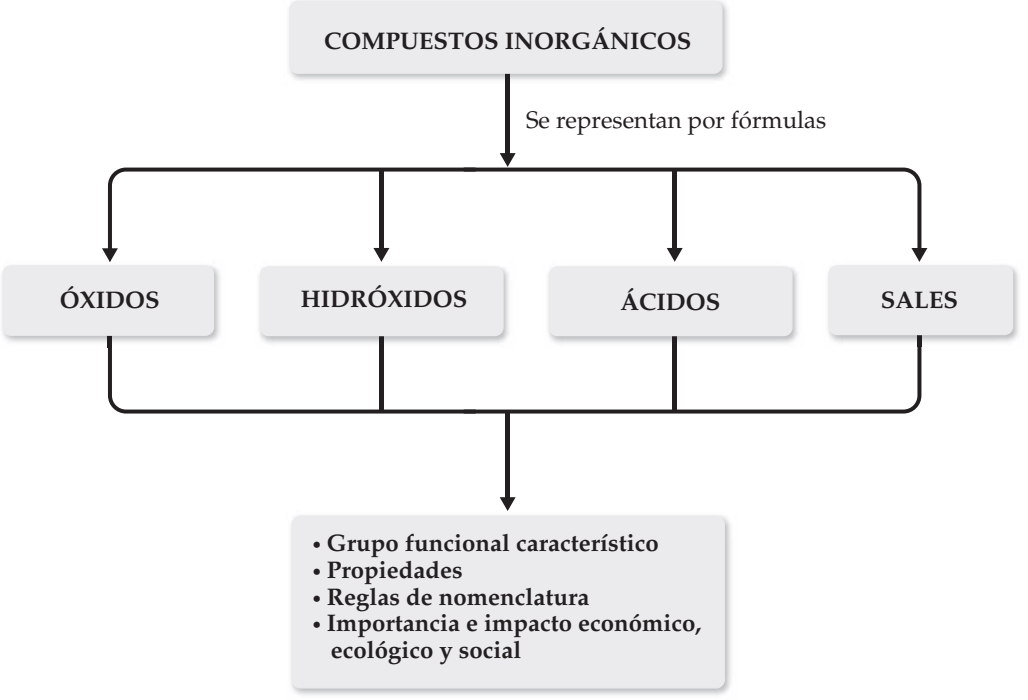
1. Identificar los grupos funcionales de compuestos químicos inorgánicos de uso cotidiano y aplicar correctamente la nomenclatura de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAQ) en los mismos.
2. Representar correctamente las fórmulas químicas de los diferentes compuestos químicos inorgánicos.
3. Escribir el nombre de un compuesto iónico a partir de su fórmula química, o bien, la fórmula química a partir de su nombre.
4. Nombrar y escribir las fórmulas químicas de compuestos inorgánicos binarios y ácidos.
5. Investigar y comprender las normas de seguridad para el uso de compuestos químicos inorgánicos, así como el manejo adecuado de residuos.
6. Comprender el impacto económico, social y ambiental de los compuestos químicos inorgánicos a nivel industrial y de servicios.

A la vez, el estudiante debe fortalecer las siguientes competencias genéricas:

- Capacidad de aprender nuevos conceptos y aplicaciones científico-tecnológicas que benefician a la sociedad
- Capacidad de análisis y síntesis de información conjuntando los conocimientos previos obtenidos
- Manejo de TIC
- Capacidad de trabajo en equipo
- Habilidad para trabajar de forma autónoma
- Compromiso con la preservación del medio ambiente
- Compromiso con la calidad y búsqueda del logro

COMPUESTOS INORGÁNICOS Y SU NOMENCLATURA

La información que se analizará en este capítulo es la siguiente:



CONTENIDO:

4.1 MOLÉCULAS, COMPUESTOS MOLECULARES Y FÓRMULAS QUÍMICAS

4.2 IONES Y COMPUESTOS IÓNICOS

4.3 NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

4.4 COMPUESTOS DEL HIDRÓGENO: ÁCIDOS

4.5 COMPUESTOS DE LOS GASES NOBLES

COLECCIÓN DE DIAMANTES SIN TALLAR El diamante es una de las formas cristalinas del carbono. Los diamantes puros son transparentes e incoloros. Pequeños niveles de impurezas o defectos dan color al diamante: el nitrógeno produce el amarillo, mientras que el boro produce el azul.

INTRODUCCIÓN

Reconocer el nombre de los elementos químicos de la tabla periódica es una tarea relativamente fácil; sin embargo, las múltiples opciones de combinación y proporciones de composición que existen entre los diferentes elementos generan la existencia de un número casi infinito de compuestos posibles, los cuales deben identificarse de manera adecuada para evitar confusiones.

Por esta razón, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAQ) ha generado un sistema de nomenclatura que no solo sirve para dar un nombre a los compuestos, sino que también apoya al proceso de clasificación de los mismos.

En las siguientes páginas iremos descubriendo cómo reconocer y nombrar de manera correcta los diversos compuestos existentes, así como los grupos funcionales originados por una combinación particular de elementos.

4.1 MOLÉCULAS, COMPUESTOS MOLECULARES Y FÓRMULAS QUÍMICAS

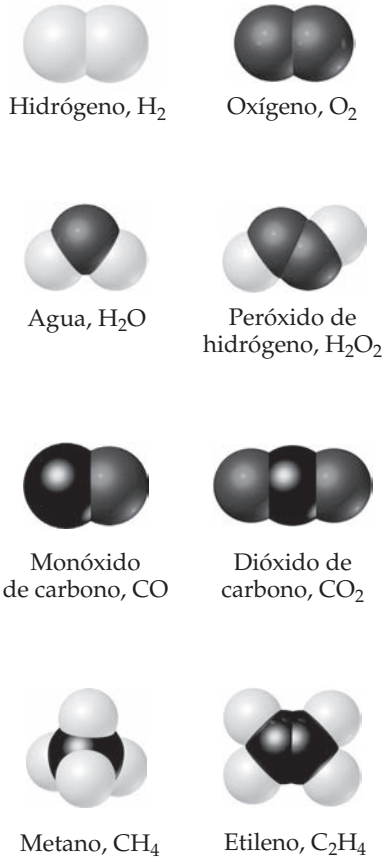
Aun cuando el átomo es la muestra representativa más pequeña de un elemento, solo los elementos que son gases nobles se encuentran normalmente en la naturaleza como átomos aislados. La mayoría de la materia está compuesta de moléculas o iones.

Diversos elementos se encuentran en la naturaleza en forma molecular: dos o más átomos del mismo tipo se unen entre sí. Por ejemplo, la mayor parte del oxígeno en el aire consiste en moléculas que contienen dos átomos de oxígeno, esta forma molecular de oxígeno se representa con la **fórmula química** O_2 (léase "O dos"). El subíndice indica que dos átomos de oxígeno están presentes en cada molécula. Una molécula formada por dos átomos se conoce como **molécula diatómica**.

El oxígeno también existe en otra forma molecular conocida como *ozono*. Las moléculas de ozono consisten en tres átomos de oxígeno, por lo que conducen a la fórmula química O_3. Aunque el oxígeno "normal" (O_2) y el ozono (O_3) están compuestos solo por átomos de oxígeno, tienen propiedades químicas y físicas muy diferentes. Por ejemplo, el O_2 es esencial para la vida, pero el O_3 es tóxico; el O_2 carece de olor, mientras que el O_3 expide un olor acre e intenso.

Los elementos que normalmente existen como moléculas diatómicas son el hidrógeno, el oxígeno, el nitrógeno y los halógenos (H_2, O_2, N_2, F_2, Cl_2, Br_2 e I_2). Excepto por el hidrógeno, esos elementos diatómicos están aglutinados en el lado derecho de la tabla periódica.

Los compuestos formados por moléculas que contienen más de un tipo de átomos se conocen como **compuestos moleculares**. Por ejemplo, una molécula del compuesto metano consiste en un átomo de carbono y cuatro átomos de hidrógeno y, por lo tanto, se representa con la fórmula química CH_4. La falta de un subíndice en el C indica que hay un átomo de C por molécula de metano. En la ► **FIGURA 4.1** se muestran varias moléculas comunes de estos dos elementos. Observe cómo la composición de cada sustancia está dada por su fórmula química. También observe que esas sustancias están formadas solo por elementos no metálicos. *La mayoría de las sustancias moleculares aquí consideradas solo contienen no metales.*



▲ **FIGURA 4.1 Modelos moleculares.** Observe cómo las fórmulas químicas de estas moléculas simples corresponden a sus composiciones.

Fórmulas moleculares y empíricas

Las fórmulas químicas que indican los números y tipos de átomos reales en una molécula se conocen como **fórmulas moleculares**. (Las fórmulas de la figura 4.1 son moleculares). Las fórmulas químicas que solo proporcionan el número relativo de cada tipo de átomos en una molécula se conocen como **fórmulas empíricas**. Los subíndices en una fórmula empírica siempre son las razones más pequeñas posibles de números enteros. Por ejemplo, la fórmula molecular del peróxido de hidrógeno es H_2O_2, mientras que su fórmula empírica es HO. La fórmula molecular del etileno es C_2H_4 y su fórmula empírica es CH_2. Para muchas sustancias, las fórmulas molecular y empírica son idénticas, como en el caso del agua, H_2O.

Siempre que se conoce la fórmula molecular de un compuesto, es posible determinar su fórmula empírica. Sin embargo, lo contrario no se cumple. Si se conoce la fórmula empírica de una sustancia, no es posible determinar su fórmula molecular, a menos que exista más información.

EJERCICIO RESUELTO 4.1 **Relación entre las fórmulas empírica y molecular**

Escriba las fórmulas empíricas para: *a*) la glucosa, una sustancia también conocida como azúcar en la sangre o dextrosa, cuya fórmula molecular es $C_6H_{12}O_6$; *b*) el óxido nitroso, una sustancia utilizada como anestésico y comúnmente llamada gas hilarante, cuya fórmula molecular es N_2O.

SOLUCIÓN

a) Los subíndices de una fórmula empírica son las razones más pequeñas de números enteros. Las razones más pequeñas se obtienen dividiendo cada subíndice entre el factor común más grande, en este caso 6. La fórmula empírica resultante para la glucosa es CH_2O.

b) Puesto que los subíndices en el N_2O ya tienen los números enteros más pequeños, la fórmula empírica para el óxido nitroso es la misma que su fórmula molecular, N_2O.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

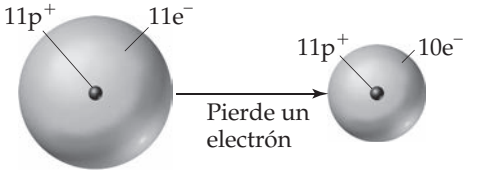
Dé la fórmula empírica para el *diborano*, cuya fórmula molecular es B_2H_6.

Respuesta: BH_3

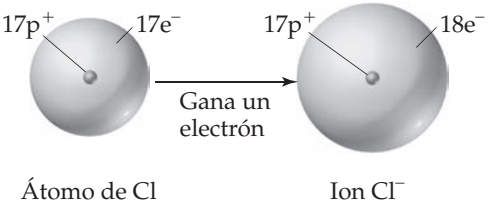
4.2 IONES Y COMPUESTOS IÓNICOS

Un proceso químico no produce cambios en el núcleo de un átomo, pero algunos átomos pueden ganar o perder electrones con facilidad. Si a un átomo neutro se le eliminan o se le añaden electrones, se forma una partícula cargada conocida como **ion**. Un ion con carga positiva se conoce como **catión** y a un ion con carga negativa se le llama **anión**.

Para ver cómo se forman los iones, considere el átomo de sodio, el cual tiene 11 protones y 11 electrones. Este átomo fácilmente pierde un electrón. El catión resultante tiene 11 protones y 10 electrones, lo que significa que tiene una carga neta de 1+.



La carga neta de un ion se representa con un superíndice. Por ejemplo, los superíndices +, 2+ y 3+ significan una carga neta resultante de la *pérdida* de uno, dos y tres electrones, respectivamente. Los superíndices −, 2− y 3− representan cargas netas resultantes de la *ganancia* de uno, dos y tres electrones, respectivamente. Por ejemplo, el cloro, con 17 protones y 17 electrones, puede ganar un electrón en reacciones químicas para producir el ion Cl^-:



En general, los átomos de los metales tienden a perder electrones para formar cationes, mientras que los átomos de los no metales tienden a ganar electrones para formar aniones. Así, los compuestos iónicos tienden a estar compuestos de metales enlazados con no metales, como en el NaCl.

EJERCICIO RESUELTO 4.2 Escritura de símbolos químicos de iones

Escriba el símbolo químico, incluido el superíndice que indica el número de masa, para: *a*) el ion con 22 protones, 26 neutrones y 19 electrones; *b*) el ion del azufre que tiene 16 neutrones y 18 electrones.

SOLUCIÓN

a) El número de protones es el número atómico del elemento. La tabla periódica o la lista de elementos indica que el elemento con número atómico 22 es el titanio (Ti). El número de masa (conocido también como masa atómica, protones más neutrones) de este isótopo del titanio es 22 + 26 = 48. Como el ion tiene tres protones más que electrones, entonces tiene una carga neta de 3+: $^{48}Ti^{3+}$.

b) La tabla periódica nos indica que el azufre (S) tiene un número atómico de 16. Así, cada átomo o ion de azufre contiene 16 protones. Sabemos que el ion también tiene 16 neutrones, lo que significa que el número de masa es 16 + 16 = 32. Como el ion tiene 16 protones y 18 electrones, su carga neta es 2− y el símbolo para el ion es $^{32}S^{2-}$.

En general, el enfoque aquí será sobre las cargas netas de los iones e ignorando sus números de masa, a menos que las circunstancias ameriten la especificación de cierto isótopo.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el ion $^{79}Se^{2-}$?

Respuesta: 34 protones, 45 neutrones y 36 electrones

Además de los iones sencillos como el Na^+ y el Cl^-, existen **iones poliatómicos**, como el NH_4^+ (ion amonio) y el SO_4^{2-} (ion sulfato). Estos últimos iones consisten en átomos unidos como en una molécula, pero tienen una carga neta positiva o negativa.

Es importante tomar conciencia de que las propiedades químicas de los iones son muy diferentes de las propiedades químicas de los átomos de los que se derivan dichos iones. Aunque un átomo determinado y su ion pueden ser esencialmente iguales (más o menos unos cuantos electrones), el comportamiento del ion es muy distinto del de su átomo asociado.

Predicción de cargas iónicas

Muchos átomos ganan o pierden electrones, pero finalizan con el mismo número de electrones que el gas noble más cercano a ellos en la tabla periódica. Los miembros de la familia de los gases nobles son muy poco reactivos químicamente y forman solo unos cuantos compuestos. Se podría deducir que esto se debe a que sus arreglos electrónicos son muy estables. Elementos cercanos pueden alcanzar estos mismos arreglos estables perdiendo o ganando electrones. Por ejemplo, la pérdida de un electrón de un átomo de sodio deja a este con el mismo número de electrones que el átomo de neón (10). De manera similar, cuando el cloro gana un electrón, termina con 18, el mismo número de electrones que el argón.

EJERCICIO RESUELTO 4.3 Predicción de la carga iónica

Prediga la carga esperada para el ion más estable del bario y para el ion más estable del oxígeno.

SOLUCIÓN

Se supondrá que esos elementos forman iones que tienen el mismo número de electrones que el átomo del gas noble más cercano a ellos. En la tabla periódica se observa que el bario tiene número atómico 56. El gas noble más cercano es el xenón, de número atómico 54. El bario puede alcanzar un arreglo estable de 54 electrones si pierde dos de estos para formar el catión Ba^{2+}.

El oxígeno tiene número atómico 8. El gas noble más cercano es el neón, de número atómico 10. El oxígeno puede lograr este arreglo electrónico estable si gana dos electrones, formándose el anión O^{2-}.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

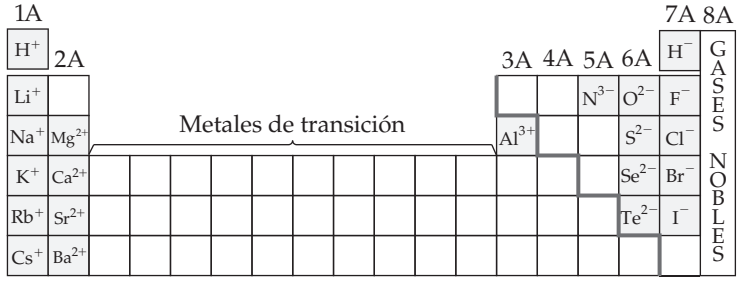
Prediga la carga esperada para el ion más estable del *a*) aluminio y *b*) flúor.

Respuestas: *a*) 3+, *b*) 1−

La tabla periódica es muy útil para recordar las cargas iónicas, en especial las de aquellos elementos ubicados en los lados izquierdo y derecho de la tabla. Como muestra la ▼ **FIGURA 4.2**, las cargas de esos iones se relacionan de manera sencilla con sus posiciones en la tabla: los elementos del grupo 1A (metales alcalinos) forman iones 1+, los elementos del grupo 2A (metales alcalinotérreos) forman iones 2+, los elementos del grupo 7A (halógenos) forman iones 1− y los elementos del grupo 6A forman iones 2−. (Muchos de los otros grupos no se apegan a estas sencillas reglas).

IMAGINE

Los iones más comunes de la plata, el zinc y el escandio son Ag^+, Zn^{2+} y Sc^{3+}. En esta tabla localice los cuadros donde colocaría estos iones. ¿Cuáles de esos iones tienen el mismo número de electrones que un gas noble?



◀ **FIGURA 4.2 Cargas predecibles de algunos iones comunes.** Observe que la línea escalonada que divide a los metales de los no metales también separa a los cationes de los aniones. El hidrógeno forma iones 1+ y 1−.

Compuestos iónicos

Una buena proporción de la actividad química implica la transferencia de electrones de una sustancia a otra. La ▼ **FIGURA 4.3** indica que cuando el sodio elemental reacciona con cloro elemental, un electrón se transfiere de un átomo de sodio hacia un átomo de cloro, para formar un ion Na^+ y un ion Cl^-. Puesto que objetos de carga opuesta se atraen, los iones Na^+ y Cl^- se unen para formar el compuesto cloruro de sodio (NaCl). El cloruro de sodio, más conocido como sal de mesa, es un ejemplo de un **compuesto iónico**, es decir, un compuesto formado por cationes y aniones.

Con frecuencia, a partir de su composición, es posible decir si un compuesto es iónico (que consiste en iones) o molecular (que consiste en moléculas). En general, los cationes son iones metálicos y los aniones son iones no metálicos. En consecuencia, *los compuestos iónicos generalmente son combinaciones de metales y de no metales*, como en el NaCl. En contraste, *los compuestos moleculares, en general, solo están formados por no metales*, como en el caso del H_2O.

EJERCICIO RESUELTO 4.4 **Identificación de compuestos iónicos y moleculares**

¿Cuáles de los siguientes compuestos esperaría que fueran iónicos? N_2O, Na_2O, $CaCl_2$, SF_4.

SOLUCIÓN

Se predice que el Na_2O y el $CaCl_2$ son compuestos iónicos porque están formados por un metal combinado con un no metal. Se predice (correctamente) que el N_2O y el SF_4 son compuestos moleculares porque están formados completamente por no metales.

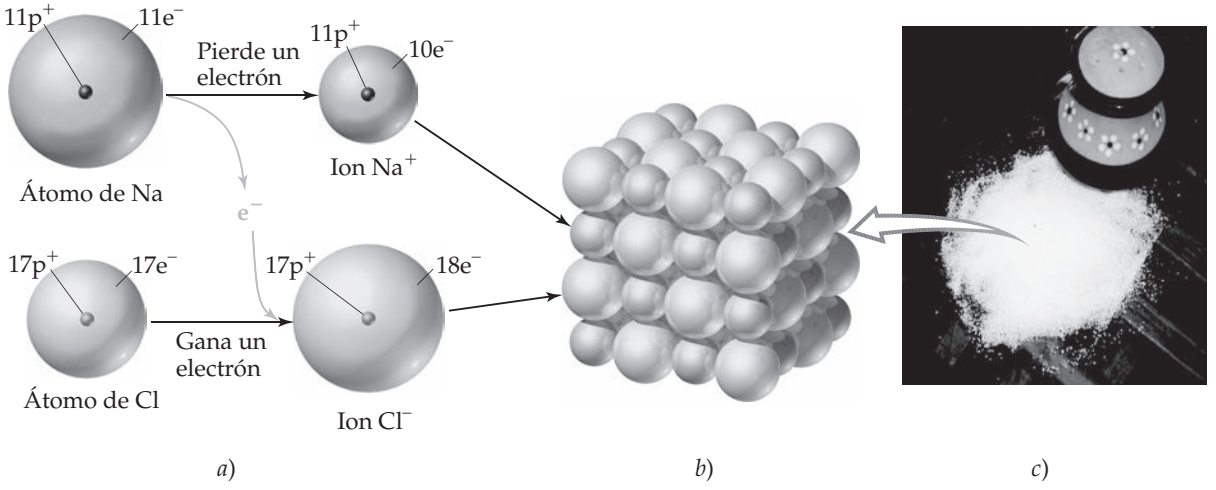
EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuáles de los siguientes compuestos son moleculares? CBr_4, FeS, P_4O_6, PbF_2.

Respuesta: CBr_4 y P_4O_6

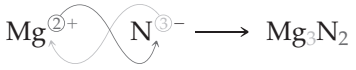
Los iones en los compuestos iónicos se acomodan en estructuras tridimensionales, como muestra la figura 4.3*b*) para el NaCl. Puesto que no existe una "molécula" discreta de NaCl, solo se puede escribir una fórmula empírica para esta sustancia. Esto es cierto para la mayoría de los otros compuestos iónicos.

Es posible escribir la fórmula empírica para un compuesto iónico si se conocen las cargas de los iones. Esto es verdad porque los compuestos químicos siempre son eléctricamente neutros. En consecuencia, los iones en un compuesto iónico siempre ocurren en una razón tal que la carga positiva total sea igual a la carga negativa total. Así, existe un Na^+ por un Cl^- (dando NaCl), un Ba^{2+} por dos Cl^- (dando $BaCl_2$), y así sucesivamente.



▲ **FIGURA 4.3** **Formación de un compuesto iónico.** *a*) La transferencia de un electrón de un átomo de Na a un átomo de Cl conduce a la formación de un ion Na^+ y de un ion Cl^-. *b*) Arreglo de esos iones en el cloruro de sodio sólido, NaCl. *c*) Una muestra de cristales de cloruro de sodio.

Conforme se consideran estos y otros ejemplos, se verá que si el catión y el anión tienen cargas iguales, entonces es 1 el subíndice en cada ion. Si las cargas no son iguales, la carga en un ion (sin su signo) será el subíndice en el otro ion. Por ejemplo, el compuesto iónico formado con Mg (que forma iones Mg^{2+}) y N (que forma iones N^{3-}) es Mg_3N_2:



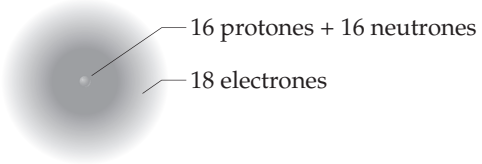
PIÉNSELO UN POCO

¿Por qué Ca_2O_2 no es la fórmula para el compuesto formado por Ca^{2+} y O^{2-}?

ACTIVIDAD

Investigue y genere una lista de cationes y aniones monoatómicos y poliatómicos con sus cargas y nombres respectivos. Con apoyo de esta lista y su tabla periódica responda lo siguiente.

1. Cada uno de los elementos que se mencionan a continuación es capaz de formar un ion en reacciones químicas. Consulte la tabla periódica y prediga la carga del ion más estable de cada uno: *a*) Mg, *b*) Al, *c*) K, *d*) S, *e*) F.
2. ¿Qué representa el siguiente dibujo: un átomo neutro o un ion? Escriba su símbolo químico completo incluyendo el número de masa, el número atómico y la carga neta (si la tiene).



3. ¿Cuáles de los siguientes compuestos son iónicos y cuáles son moleculares? *a*) PF_5, *b*) NaI, *c*) SCl_2, *d*) $Ca(NO_3)_2$, *e*) $FeCl_3$, *f*) LaP, *g*) $CoCO_3$, *h*) N_2O_4.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Realice un cuadro comparativo que indique las características de iones, moléculas, compuestos moleculares y compuestos iónicos.
2. Usando la tabla periódica como guía, prediga la fórmula química y el nombre del compuesto formado por los siguientes elementos: *a*) Ga y F, *b*) Li y H, *c*) Al y I, *d*) K y S.
3. Indique si cada uno de los siguientes compuestos es molecular o iónico: *a*) B_2H_6, *b*) CH_3OH, *c*) $LiNO_3$, *d*) Sc_2O_3, *e*) CsBr, *f*) NOCl, *g*) NF_3, *h*) Ag_2SO_4.

EJERCICIO RESUELTO 4.5 Empleo de la carga iónica para escribir fórmulas empíricas de compuestos iónicos

¿Cuáles son las fórmulas empíricas de los compuestos formados por: *a*) iones Al^{3+} y Cl^-, *b*) iones Al^{3+} y O^{2-}, *c*) iones Mg^{2+} y NO_3^-?

SOLUCIÓN

a) Se necesitan tres iones Cl^- para equilibrar la carga de un ion Al^{3+}, de manera que la fórmula es $AlCl_3$.

b) Se requieren dos iones Al^{3+} para equilibrar la carga de tres iones O^{2-}. Es decir, la carga total positiva es 6+, y la carga total negativa es 6−. La fórmula es Al_2O_3.

c) Se necesitan dos iones NO_3^- para equilibrar la carga de un Mg^{2+} y obtener $Mg(NO_3)_2$. Observe que la fórmula del ion poliatómico NO_3^- debe encerrarse entre paréntesis para aclarar que el subíndice 2 se aplica a todos los átomos de ese ion.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Escriba la fórmula empírica para el compuesto formado por *a*) Na^+ y PO_4^{3-}, *b*) Zn^{2+} y SO_4^{2-}, *c*) Fe^{3+} y CO_3^{2-}.

Respuestas: *a*) Na_3PO_4, *b*) $ZnSO_4$, *c*) $Fe_2(CO_3)_3$

ESTRATEGIAS EN QUÍMICA

RECONOCIMIENTO DE PATRONES

Alguien dijo alguna vez que beber de la fuente del conocimiento en un curso de química es como beber de una toma de agua para combatir incendios. Desde luego, en ocasiones el ritmo parece vertiginoso. Sin embargo, uno podría "ahogarse" en los hechos al no reconocer los patrones generales. Lo valioso de reconocer patrones y de aprender reglas y generalizaciones es que ello evita tener que aprender (o intentar memorizar) muchos hechos individuales. Los patrones, las reglas y las generalizaciones vinculan las ideas principales, para así no perderse en los detalles.

Muchos estudiantes batallan con química porque no ven cómo se relacionan entre sí los diferentes temas; por eso, consideran cada idea y cada problema como si fueran únicos, en lugar de concebirlos como un ejemplo o una aplicación de una regla general, un procedimiento o una relación. Es posible evitar este error si se recuerda lo siguiente.

Observe la estructura del tema que estudia. Preste atención a las tendencias y reglas que se dan para resumir una gran cantidad de información. Por ejemplo, la estructura atómica ayuda a entender la existencia de los isótopos y la tabla periódica nos ayuda a recordar las cargas iónicas (como se muestra en la figura 4.2).

Tal vez se sorprenda al observar patrones que aún no se le han mencionado explícitamente. Por ejemplo, quizá haya notado ciertas tendencias en las fórmulas químicas. Si la tabla periódica se recorre a partir del elemento 11 (Na), se encuentra que los elementos forman compuestos con el F para dar las siguientes composiciones: NaF, MgF_2 y AlF_3. ¿Continúa esta tendencia? ¿Existen SiF_4, PF_5 y SF_6? En realidad, sí existen. Si ha percibido tendencias como estas a partir de los fragmentos de información que ha visto hasta ahora, entonces usted está en ventaja y preparado para algunos temas que se estudiarán en unidades posteriores.

ACTIVIDAD

1. ¿Cuál es la diferencia entre un ion monoatómico y un ion poliatómico?
2. Escriba la fórmula y complete la tabla para los compuestos iónicos formados por cada par de cationes y aniones, como se muestra para el primer par.

Ion	Na^+	Ca^{2+}	Fe^{2+}	Al^{3+}
O^{2-}	Na_2O			
NO_3^-				
SO_4^{2-}				
AsO_4^{3-}				

4.3 NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

Los nombres y las fórmulas químicas de compuestos son parte del vocabulario esencial de la química. El sistema utilizado para nombrar sustancias se conoce como **nomenclatura química**, un término que se deriva de las palabras latinas *nomen* (nombre) y *calare* (llamar).

Existen más de 50 millones de sustancias químicas conocidas. Nombrarlas todas sería una tarea extremadamente complicada si cada una tuviera un nombre especial independiente de las demás. Muchas sustancias importantes que se conocen desde hace mucho tiempo, como el agua (H_2O) y el amoniaco (NH_3), tienen nombres tradicionales (llamados *nombres comunes*). Sin embargo, para la mayoría de las sustancias, es posible apoyarse en un conjunto sistemático de reglas que implican un nombre único e informativo para cada sustancia, un nombre basado en su composición.

Las reglas de la nomenclatura química se basan en la clasificación de las sustancias en categorías. La división principal es entre los compuestos orgánicos y los inorgánicos. Los *compuestos orgánicos* contienen carbono e hidrógeno, a menudo en combinación con oxígeno, nitrógeno u otros elementos. Todos los demás son *compuestos inorgánicos*. Los primeros químicos asociaron los compuestos orgánicos con plantas y animales, y los compuestos inorgánicos con la parte no viva de nuestro mundo. Aunque esta distinción ya no es pertinente, la clasificación entre compuestos orgánicos e inorgánicos sigue siendo útil. A continuación consideraremos las reglas básicas para nombrar tres categorías de compuestos inorgánicos: compuestos iónicos, compuestos moleculares y ácidos.

REFLEXIÓN

¿Comprendo la diferencia entre compuestos inorgánicos y orgánicos?

Nombres y fórmulas de compuestos iónicos

Recordemos que los compuestos iónicos generalmente consisten en iones metálicos combinados con iones no metálicos. Los metales forman los cationes y los no metales forman los aniones.

1. **Cationes**

a) *Los cationes que se forman a partir de átomos metálicos tienen el mismo nombre que el metal:*

Na^+	ion sodio	Zn^{2+}	ion zinc	Al^{3+}	ion aluminio

b) *Si un metal puede formar cationes con diferentes cargas, entonces la carga positiva se indica con un número romano entre paréntesis después del nombre del metal:*

Fe^{2+}	ion hierro(II)	Cu^+	ion cobre(I)
Fe^{3+}	ion hierro(III)	Cu^{2+}	ion cobre(II)

Los iones del mismo elemento que tienen cargas distintas presentan propiedades diferentes (► **FIGURA 4.4**).

La mayoría de los metales que forman cationes con cargas diferentes son *metales de transición*, los elementos que están en la parte media de la tabla periódica, del grupo 3B al 2B. Los metales que solo forman un catión (solo una carga posible) son los del grupo 1A y los del grupo 2A, así como el Al^{3+} (grupo 3A) y dos iones de metales de transición: Ag^+ (grupo 1B) y Zn^{2+} (grupo 2B). Las cargas no se expresan explícitamente cuando se nombra a esos iones. Sin embargo, si no está seguro de que un metal forma más de un catión, utilice un número romano para indicar la carga. Nunca es incorrecto hacerlo, aunque a veces puede ser innecesario.

Un método antiguo que aún se utiliza mucho para distinguir entre dos iones de un metal con cargas diferentes es aplicar las terminaciones *-oso* o *-ico* y agregarlas a la raíz del nombre del elemento en latín:

Fe^{2+}	ion ferr*oso*	Cu^+	ion cupr*oso*
Fe^{3+}	ion férr*ico*	Cu^{2+}	ion cúpr*ico*

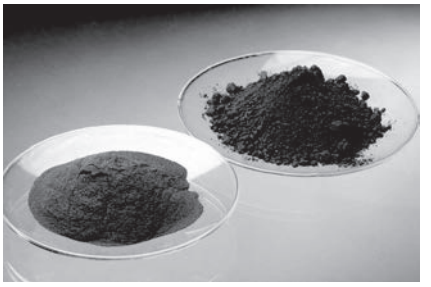
Aunque aquí se utilizarán solo de vez en cuando estos nombres antiguos, tal vez los encuentre en cualquier otra parte.

c) *Los cationes que se forman a partir de átomos no metálicos tienen nombres que terminan en* -io:

NH_4^+	ion amon*io*	H_3O^+	ion hidron*io*

Estos dos iones son los únicos de este tipo que con frecuencia se encontrarán en el presente libro.

Los nombres y las fórmulas de algunos cationes comunes se presentan en la ▼ **TABLA 4.1** y también están incluidos en la tercera de forros del libro. Los iones que se presentan del lado izquierdo de la tabla 4.1 son los iones monoatómicos que solo tienen una carga posible. Los que se presentan del lado derecho son cationes poliatómicos o cationes con cargas variables. El ion Hg_2^{2+} es inusual, porque aunque es un ion metálico, no es monoatómico. Se conoce como ion mercurio(I) porque puede concebirse como dos iones Hg^+ unidos. Los cationes que encontrará con mayor frecuencia se presentan en negritas. Primero deberá aprenderse esos cationes.



▲ **FIGURA 4.4 Diferentes iones del mismo elemento tienen distintas propiedades.** Las dos sustancias que se muestran son compuestos de hierro. La sustancia de la izquierda es Fe_3O_4, que contiene iones Fe^{2+} y Fe^{3+}. La sustancia de la derecha es Fe_2O_3, que contiene iones Fe^{3+}.

PIÉNSELO UN POCO

a) ¿Por qué el CrO se nombra utilizando un número romano, óxido de cromo(II), mientras que el CaO se nombra sin un número romano, óxido de calcio?

b) ¿Qué expresa La terminación *-io* en el nombre ion amonio respecto de la composición del ion?

TABLA 4.1 • Cationes comunes*

Carga	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
1+	**H^+**	**ion hidrógeno**	**NH_4^+**	**ion amonio**
	Li^+	ion litio	Cu^+	cobre(I) o ion cuproso
	Na^+	**ion sodio**		
	K^+	**ion potasio**		
	Cs^+	ion cesio		
	Ag^+	**ion plata**		
2+	**Mg^{2+}**	**ion magnesio**	Co^{2+}	cobalto(II) o ion cobaltoso
	Ca^{2+}	**ion calcio**	**Cu^{2+}**	**cobre(II)** o ion cúprico
	Sr^{2+}	ion estroncio	**Fe^{2+}**	**hierro(II)** o ion ferroso
	Ba^{2+}	ion bario	Mn^{2+}	manganeso(II) o ion manganoso
	Zn^{2+}	**ion zinc**	Hg_2^{2+}	mercurio(I) o ion mercuroso
	Cd^{2+}	ion cadmio	**Hg^{2+}**	**mercurio(II)** o ion mercúrico
			Ni^{2+}	níquel(II) o ion niqueloso
			Pb^{2+}	**plomo(II)** o ion plumboso
			Sn^{2+}	estaño(II) o ion estañoso
3+	**Al^{3+}**	**ion aluminio**	Cr^{3+}	cromo(III) o ion crómico
			Fe^{3+}	**hierro(III)** o ion férrico

*En este curso los iones más comunes se presentan en negritas. Primero apréndalos.

2. Aniones

a) *Los nombres de aniones monoatómicos se forman reemplazando la terminación del nombre del elemento por* -uro:

H^-	ion hidr*uro*	O^{2-}	ion óx*ido*	N^{3-}	ion nitr*uro*

Unos pocos aniones poliatómicos también tienen nombres con terminación, *-ido*:

OH^-	ion hidróx*ido*	CN^-	ion cian*uro*	O_2^{2-}	ion peróx*ido*

b) *Los aniones poliatómicos que contienen oxígeno tienen nombres que terminan en* -ato *o* -ito y se llaman **oxianiones**. La terminación *-ato* se utiliza para los oxianiones más comunes o representativos de un elemento, y la terminación; *-ito* se emplea para un oxianión que tiene la misma carga pero un átomo menos de O:

NO_3^-	ion nitr*ato*	SO_4^{2-}	ion sulf*ato*
NO_2^-	ion nitr*ito*	SO_3^{2-}	ion sulf*ito*

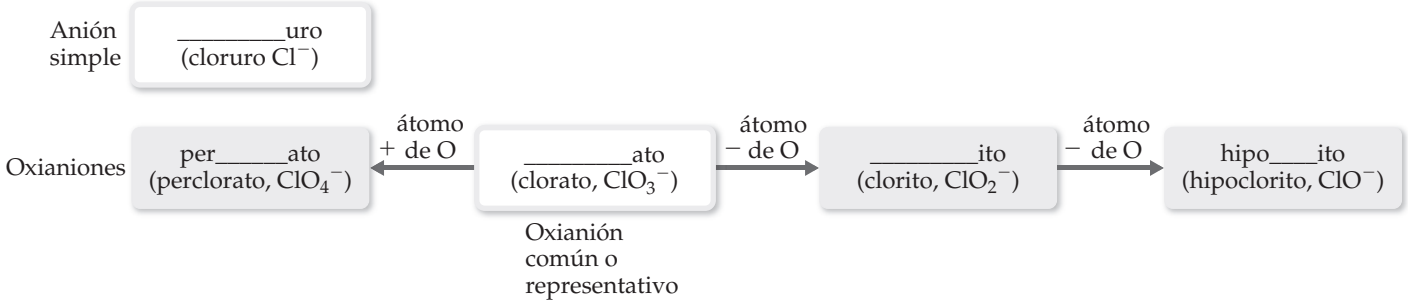
Los prefijos se utilizan cuando la serie de oxianiones de un elemento llega a cuatro miembros, como sucede con los halógenos. El prefijo *per-* indica un átomo de O adicional que el oxianión que termina en *-ato*; el prefijo *hipo-* indica un átomo menos de O que el oxianión que termina en *-ito*:

ClO_4^-	ion *per*clor*ato* (un átomo más de O que el clorato)
ClO_3^-	**ion clorato**
ClO_2^-	ion clor*ito* (un átomo menos de O que el clorato)
ClO^-	ion *hipo*clor*ito* (un átomo menos de O que el clorito)

Esas reglas se resumen en la ► **FIGURA 4.5**.

IMAGINE

Nombre el anión que se obtiene al eliminar un átomo de oxígeno del ion perbromato BrO_4^-.



▲ **FIGURA 4.5** **Procedimiento para nombrar aniones.** La primera parte del nombre del elemento, como "clor" para el cloro, va en el espacio.

PIÉNSELO UN POCO

¿Qué información se obtiene de las terminaciones *-uro*, *-ato* e *-ito* en el nombre de un anión?

La ► **FIGURA 4.6** puede ayudarle a recordar la carga y el número de átomos de oxígeno en los diversos oxianiones. Observe que el C y el N, ambos elementos del periodo 2, se unen con tres átomos de O cada uno, mientras que los elementos del periodo 3, como P, S y Cl, se unen con cuatro átomos de O cada uno. Empezando en la parte inferior derecha de la figura 4.6, se observa que la carga iónica se incrementa de derecha a izquierda, de 1− para el ClO_4^- a 3− para el PO_4^{3-}. En el segundo periodo las cargas también se incrementan de derecha a izquierda, de 1− para el NO_3^- a 2− para el CO_3^{2-}. Además, a pesar de que cada uno de los aniones en la figura 4.6 termina en *-ato*, el ion ClO_4^- también tiene un prefijo *per-*.

PIÉNSELO UN POCO

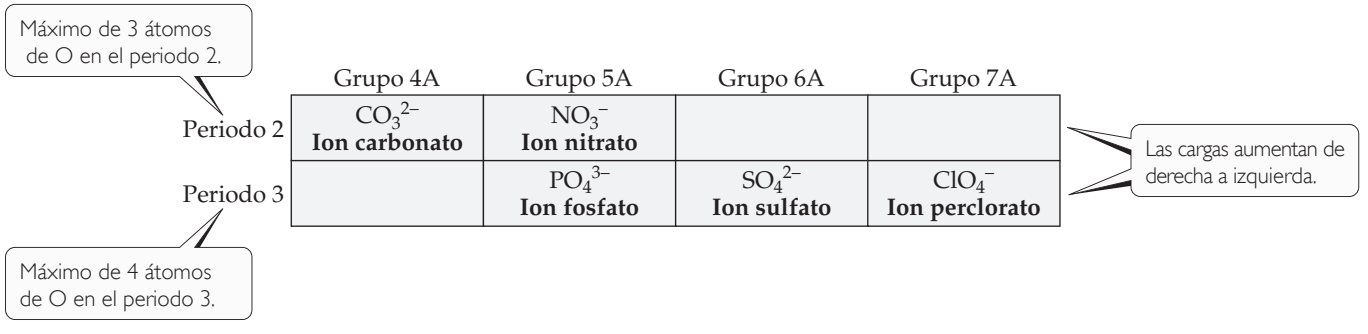
Prediga las fórmulas para el ion borato y el ion silicato, suponiendo que contienen un solo átomo de B y de Si, respectivamente, y siga las tendencias que se muestran en la figura 4.6.

EJERCICIO RESUELTO 4.6 **Determinación de la fórmula de un oxianión a partir de su nombre**

De acuerdo con la fórmula del ion sulfato, prediga la fórmula para: *a*) el ion selenato y *b*) el ion selenito. (El azufre y el selenio están en el grupo 6A y forman oxianiones análogos).

SOLUCIÓN

a) El ion sulfato es SO_4^{2-}. Por lo tanto, el ion selenato análogo es SeO_4^{2-}.



▲ **FIGURA 4.6** **Oxianiones comunes.** La composición y las cargas de oxianiones comunes están relacionadas con su posición en la tabla periódica.

b) La terminación *-ito* indica un oxianión con la misma carga, pero con un átomo de O menos que el oxianión correspondiente que termina en *-ato*. Entonces, la fórmula para el ion selenito es SeO_3^{2-}.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

La fórmula para el ion bromato es análoga a la del ion clorato. Escriba la fórmula para los iones hipobromito y bromito.

Respuesta: BrO^- y BrO_2^-

c) *Los aniones que se obtienen añadiendo H^+ a un oxianión se nombran agregando la palabra* hidrógeno *o* dihidrógeno, *según corresponda*:

CO_3^{2-}	ion carbonato	PO_4^{3-}	ion fosfato
HCO_3^-	ion hidrógeno carbonato	$H_2PO_4^-$	ion dihidrógeno fosfato

Observe que cada H^+ adicionado reduce en 1 la carga negativa del anión original. Un método antiguo para nombrar algunos de ellos utiliza el prefijo *bi-*. Así, el ion HCO_3^- se conoce comúnmente como el ion bicarbonato, y el HSO_4^- algunas veces se llama ion bisulfato.

Los nombres y las fórmulas de aniones comunes se listan en la ▼ TABLA 4.2 y en la tercera de forros de este libro. Los aniones cuyos nombres finalizan en *-uro* están listados en la parte izquierda de la tabla 4.2, y aquellos cuyos nombres terminan en *-ato* están escritos en la parte derecha. Los iones más comunes se muestran en negritas. Primero deberá aprender los nombres y las fórmulas de esos aniones. Las fórmulas de los iones cuyos nombres terminan en *-ito* pueden derivarse de los que terminan en *-ato* eliminando un átomo de O. Observe la posición de los iones monoatómicos en la tabla periódica. Los del grupo 7A siempre tienen una carga de 1− (F^-, Cl^-, Br^- e I^-), y los del grupo 6A tienen una carga de 2− (O^{2-} y S^{2-}).

3. Compuestos iónicos

Los nombres de compuestos químicos se forman con el nombre del catión seguido del nombre del anión:

$CaCl_2$	cloruro de calcio
$Al(NO_3)_3$	nitrato de aluminio
$Cu(ClO_4)_2$	perclorato de cobre(II) (o perclorato cúprico)

TABLA 4.2 • Aniones comunes*

Carga	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre
1−	H^-	ion hidruro	**CH_3COO^-** (o $C_2H_3O_2^-$)	**ion acetato**
	F^-	**ion fluoruro**	ClO_3^-	ion clorato
	Cl^-	**ion cloruro**	**ClO_4^-**	**ion perclorato**
	Br^-	**ion bromuro**	**NO_3^-**	**ion nitrato**
	I^-	**ion yoduro**	MnO_4^-	ion permanganato
	CN^-	ion cianuro		
	OH^-	**ion hidróxido**		
2−	**O^{2-}**	**ion óxido**	**CO_3^{2-}**	**ion carbonato**
	O_2^{2-}	ion peróxido	CrO_4^{2-}	ion cromato
	S^{2-}	**ion sulfuro**	$Cr_2O_7^{2-}$	ion dicromato
			SO_4^{2-}	**ion sulfato**
3−	N^{3-}	ion nitruro	**PO_4^{3-}**	**ion fosfato**

*Los iones más comunes se presentan en negritas. Primero apréndalos.

En las fórmulas químicas para el nitrato de aluminio y el perclorato de cobre(II), se emplean paréntesis seguidos por el subíndice adecuado porque los compuestos contienen dos o más iones poliatómicos.

EJERCICIO RESUELTO 4.7 Determinación de los nombres de compuestos iónicos a partir de sus fórmulas

Escriba el nombre de los compuestos iónicos: *a*) K_2SO_4, *b*) $Ba(OH)_2$, *c*) $FeCl_3$.

SOLUCIÓN

Al nombrar compuestos iónicos, es importante reconocer los iones poliatómicos y determinar la carga de los cationes con carga variable.

a) El catión es K^+ (el ion potasio) y el anión es SO_4^{2-} (el ion sulfato), dando el nombre sulfato de potasio. (Si pensó que el compuesto contenía iones S^{2-} y O_2^-, entonces se equivocó al reconocer el ion sulfato poliatómico).

b) El catión es Ba^{2+} (el ion bario) y el anión es OH^- (el ion hidróxido): hidróxido de bario.

c) Debe determinar la carga del Fe en este compuesto, porque un átomo de hierro puede formar más de un catión. Como el compuesto contiene tres iones cloruro, Cl^-, el catión debe ser Fe^{3+}, el ion hierro(III) o férrico. Así, el compuesto es cloruro de hierro(III) o cloruro férrico.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Escriba el nombre de los compuestos iónicos: *a*) NH_4Br, *b*) Cr_2O_3, *c*) $Co(NO_3)_2$.

Respuestas: *a*) bromuro de amonio, *b*) óxido de cromo(III), *c*) nitrato de cobalto(II)

EJERCICIO RESUELTO 4.8 Determinación de las fórmulas de compuestos iónicos a partir de sus nombres

Escriba las fórmulas químicas para: *a*) sulfuro de potasio, *b*) hidrógeno carbonato de calcio, *c*) perclorato de níquel(II).

SOLUCIÓN

Para deducir la fórmula química de un compuesto iónico a partir de su nombre, es necesario conocer las cargas de los iones para determinar los subíndices.

a) El ion potasio es K^+, y el ion sulfuro es S^{2-}. Como los compuestos iónicos son eléctricamente neutros, se necesitan dos iones K^+ para equilibrar la carga de un ion S^{2-}, lo que da la fórmula empírica del compuesto, K_2S.

b) El ion calcio es Ca^{2+}. El ion carbonato es CO_3^{2-}, de manera que el ion hidrógeno carbonato es HCO_3^-. Se requieren dos iones HCO_3^- para equilibrar la carga positiva del Ca^{2+}, lo que da $Ca(HCO_3)_2$.

c) El ion níquel(II) es Ni^{2+}. El ion perclorato es ClO_4^-. Se necesitan dos iones ClO_4^- para equilibrar la carga de un ion Ni^{2+}, lo que da $Ni(ClO_4)_2$.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Escriba la fórmula química para: *a*) sulfato de magnesio, *b*) sulfuro de plata, *c*) nitrato de plomo(II).

Respuestas: *a*) $MgSO_4$, *b*) Ag_2S, *c*) $Pb(NO_3)_2$

REFLEXIÓN

¿Comprendo la diferencia entre catión y anión?
¿Escribo correctamente la fórmula de los compuestos iónicos?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. La carga más común asociada con el escandio en sus compuestos es 3+. Indique las fórmulas químicas que esperaría para los compuestos formados entre el escandio y *a*) yodo, *b*) azufre, *c*) nitrógeno.
2. Escriba la fórmula y el nombre correcto de los siguientes compuestos de acuerdo con el ejemplo mostrado, completando la siguiente tabla:

Catión / Anión	Cu^{+}	Ag^{+}	CO^{3+}	Pt^{4+}	Mn^{3+}	Mn^{+7}
H^{-}						
O^{2-}		Ag_2O Óxido de plata				
P^{3-}						
$(Cr_2O_7)^{2-}$						
$(SiO_3)^{2-}$						
$(H_2PO_4)^{-}$						
$(CN)^{-}$						

3. Escriba los nombres químicos para cada uno de los siguientes compuestos conocidos: *a*) NaCl (sal de mesa), *b*) $NaHCO_3$ (polvo para hornear), *c*) NaOCl (en muchos blanqueadores), *d*) NaOH (sosa cáustica), *e*) $(NH_4)_2CO_3$ (sales aromáticas), *f*) $CaSO_4$ (yeso de París).
4. Con frecuencia, los elementos de un mismo grupo de la tabla periódica forman oxianiones con la misma fórmula general. A los aniones también se les nombra de manera similar. De acuerdo con estas observaciones, sugiera la fórmula química o el nombre, según se requiera, para cada uno de los siguientes iones: *a*) BrO_4^{-}, *b*) SeO_3^{2-}, *c*) ion arsenato, *d*) ion hidrógeno telurato.
5. Escriba la fórmula química de cada uno de los siguientes compuestos iónicos: *a*) fosfato de sodio, *b*) nitrato de zinc, *c*) bromato de bario, *d*) perclorato de hierro(II), *e*) hidrógeno carbonato de cobalto(II), *f*) acetato de cromo(III), *g*) dicromato de potasio.

4.4 COMPUESTOS DEL HIDRÓGENO: ÁCIDOS

El hidrógeno reacciona con otros elementos para formar tres tipos de compuestos: **1.** hidruros iónicos, **2.** hidruros metálicos y **3.** hidruros moleculares.

Los **hidruros iónicos** se forman con metales alcalinos y alcalinotérreos pesados (Ca, Sr y Ba). Estos metales activos son mucho menos electronegativos que el hidrógeno. Como consecuencia, los átomos de hidrógeno adquieren electrones de ellos para formar iones hidruro (H^{-}):

$$Ca(s) + H_2(g) \longrightarrow CaH_2(s) \qquad [4.1]$$

El ion hidruro es muy básico y reacciona con facilidad con compuestos que tienen, incluso, protones ácidos que son débiles para formar H_2:

$$H^{-}(ac) + H_2O(l) \longrightarrow H_2(g) + OH^{-}(ac) \qquad [4.2]$$

Por lo tanto, los hidruros iónicos pueden utilizarse como fuentes adecuadas (aunque costosas) de H_2.

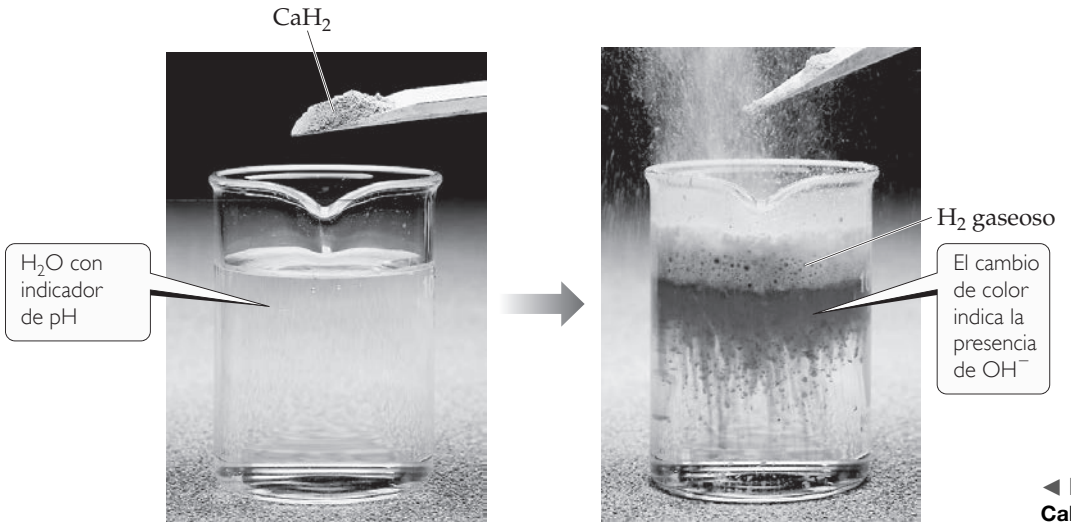
El hidruro de calcio (CaH_2) se utiliza para inflar balsas salvavidas, globos meteorológicos y otros dispositivos similares, donde se necesita un medio sencillo y compacto para producir H_2 (► **FIGURA 4.7**).

La reacción entre H^{-} y H_2O (ecuación 4.2) es una reacción ácido-base *y* una reacción rédox. Por lo tanto, el ion H^{-} es una buena base *y* un buen agente reductor. En efecto, los hidruros pueden reducir el O_2 a OH^{-}:

$$2\,NaH(s) + O_2(g) \longrightarrow 2\,NaOH(s) \qquad [4.3]$$

Por esta razón, los hidruros en general se almacenan en un ambiente libre de humedad y aire.

Los **hidruros metálicos** se forman cuando el hidrógeno reacciona con metales de transición. Estos compuestos llevan este nombre debido a que mantienen sus propiedades metálicas, aunque no son sustancias moleculares, lo mismo que los metales. En muchos hidruros metálicos, la relación de átomos de metal con respecto a los átomos de hidrógeno no es fija ni se establece en relación de números enteros pequeños. La composición puede



IMAGINE

Esta reacción es exotérmica. ¿El vaso de precipitados de la derecha está más caliente o más frío que el vaso de la izquierda?

◀ FIGURA 4.7 Reacción de CaH_2 con agua.

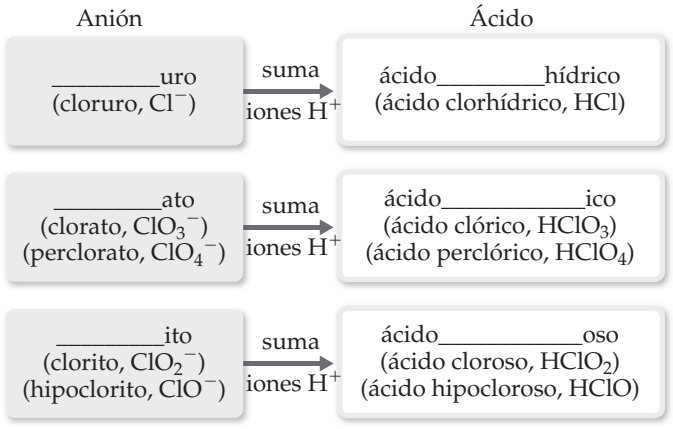
variar en un intervalo, dependiendo de las condiciones de la reacción. Por ejemplo, es posible producir TiH_2, pero las preparaciones en general dan $TiH_{1.8}$. A estos hidruros metálicos no estequiométricos algunas veces se les llama *hidruros intersticiales*. Como los átomos de hidrógeno son suficientemente pequeños para encajar entre los sitios ocupados por los átomos metálicos, entonces muchos hidruros metálicos se comportan como aleaciones intersticiales.

El paladio es el más interesante hidruro metálico intersticial. El paladio puede tomar un volumen de hidrógeno de casi 900 veces su propio volumen, haciéndolo muy atractivo para almacenar hidrógeno en cualquier situación futura para la "economía del hidrógeno". Sin embargo, para ser prácticos, cualquier compuesto que almacene hidrógeno deberá contener 75% o más de este por masa y ser capaz de cargarlo y descargarlo con rapidez y seguridad a temperatura ambiente.

Los **hidruros moleculares**, formados por no metales y metaloides, son gases o líquidos en condiciones estándar.

Los ácidos son una clase importante de compuestos moleculares que, generalmente, contienen hidrógeno y se nombran de manera especial. Para nuestros objetivos, se dirá que un *ácido* es una sustancia cuyas moléculas producen iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelven en agua. Cuando encontremos la fórmula química de un ácido, se escribirá con el H como primer elemento, como en HCl y H_2SO_4.

Un ácido está formado por un anión unido a suficientes iones H^+ para neutralizar o equilibrar, la carga del anión. Así, el ion SO_4^{2-} requiere dos iones H^+ para formar H_2SO_4. El nombre de un ácido se relaciona con el nombre de su anión, como se resume en la **▼ FIGURA 4.8**.



◀ FIGURA 4.8 Cómo se relacionan los nombres de aniones y los nombres de ácidos. Los prefijos *per-* e *hipo-* se retienen al pasar del anión al ácido.

1. *Los ácidos que contienen aniones cuyos nombres terminan en* -uro *se nombran escribiendo la palabra* ácido*, seguida por el nombre del anión, pero en lugar de utilizar la terminación* -uro*, se cambia por la terminación* -hídrico*, como en los siguientes ejemplos:*

Anión	Ácido correspondiente
Cl^- (cloruro)	HCl (ácido clorhídrico)
S^{2-} (sulfuro)	H_2S (ácido sulfhídrico)

2. *Los ácidos que contienen aniones, cuyos nombres terminan en* -ato *o* -ito*, se nombran escribiendo la palabra* ácido *más el nombre del anión, pero se cambian las terminaciones* -ato *por* -ico*, e* -ito *por* -oso. Los prefijos en el nombre del anión permanecen en el nombre del ácido:

Anión		Ácido correspondiente	
ClO_4^-	(perclorato)	$HClO_4$	(ácido perclórico)
ClO_3^-	(clorato)	$HClO_3$	(ácido clórico)
ClO_2^-	(clorito)	$HClO_2$	(ácido cloroso)
ClO^-	(hipoclorito)	HClO	(ácido hipocloroso)

PIÉNSELO UN POCO

Nombre el ácido obtenido al agregar H^+ al ion iodato, IO_3^-.

EJERCICIO RESUELTO 4.9 Cómo relacionar los nombres y las fórmulas de los ácidos

Escriba el nombre de los ácidos: *a*) HCN, *b*) HNO_3, *c*) H_2SO_4, *d*) H_2SO_3.

SOLUCIÓN

a) El anión del que se deriva este ácido es CN^-, el ion cianuro. Debido a que este ion tiene la terminación *-uro*, el ácido adquiere una terminación *-hídrico*: ácido cianhídrico. Solo a las disoluciones acuosas del HCN se les llama ácido cianhídrico. El compuesto puro, que es un gas cuando prevalecen condiciones normales, se llama cianuro de hidrógeno. Tanto el ácido cianhídrico como el cianuro de hidrógeno son *extremadamente* tóxicos.

b) El NO_3^- es el ion nitrato, entonces al HNO_3 se le llama ácido nítrico (la terminación *-ato* del anión se reemplaza por la terminación *-ico* al nombrar el ácido).

c) Ya que el SO_4^{2-} es el ion sulfato, el H_2SO_4 se llama ácido sulfúrico.

d) Como el SO_3^{2-} es el ion sulfito, el H_2SO_3 se llama ácido sulfuroso (la terminación *-ito* del anión se sustituye por la terminación *-oso* en el ácido).

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Escriba las fórmulas químicas del: *a*) ácido bromhídrico y *b*) ácido carbónico.

Respuestas: *a*) HBr, *b*) H_2CO_3

REFLEXIÓN

¿Soy capaz de describir las características de los ácidos?

ACTIVIDAD

1. ¿Cómo se define un ácido?
2. ¿De qué depende el número de hidrógenos al escribir la fórmula de un ácido?
3. Escriba el nombre o la fórmula química, según se requiera, de cada uno de los siguientes ácidos: *a*) $HBrO_3$, *b*) HBr, *c*) H_3PO_4, *d*) ácido hipocloroso, *e*) ácido yódico, *f*) ácido sulfuroso.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. ¿En qué radica la diferencia entre hidruros y ácidos? ¿Cómo escribiría la fórmula general para ambos compuestos?
2. Escriba la fórmula de los siguientes ácidos:
   Ácido nitroso _____ Ácido cianhídrico _____
   Ácido fluorhídrico_____ Ácido nítrico _____
3. Escriba el nombre o la fórmula química, según se requiera, de cada uno de los siguientes ácidos: *a*) ácido yodhídrico, *b*) ácido clórico, *c*) ácido nitroso, *d*) H_2CO_3, *e*) $HClO_4$, *f*) CH_3COOH.

Nombres y fórmulas de compuestos moleculares binarios

Los procedimientos utilizados para nombrar compuestos moleculares *binarios* (esto es, de dos elementos) son similares a los que se emplean para nombrar compuestos iónicos:

1. *Por lo general, se escribe primero el nombre del elemento que se encuentra más hacia la izquierda en la tabla periódica (más cercano a los metales).* Se presenta una excepción a esta regla en el caso de compuestos que contienen oxígeno y cloro, bromo o yodo (cualquier halógeno excepto flúor); en estos casos, el oxígeno se escribe al final.
2. *Si ambos elementos se encuentran en el mismo grupo, primero se escribe el que se ubica más abajo, esto es, el que tiene mayor número atómico.*
3. *Al nombre del segundo elemento se le asigna la terminación* -uro.
4. *Los prefijos griegos (► TABLA 4.3) se utilizan para indicar el número de átomos de cada elemento.* El prefijo *mono-* jamás se emplea con el primer elemento. Cuando el prefijo termina en *a* u *o* y el nombre del segundo elemento comienza con una vocal, se omite el prefijo *a* u *o*.

Los siguientes ejemplos ilustran estas reglas:

Cl_2O	monóxido de dicloro	NF_3	trifluoruro de nitrógeno
N_2O_4	tetróxido de dinitrógeno	P_4S_{10}	decasulfuro de tetrafósforo

La regla 4 es necesaria porque no es posible predecir las fórmulas de la mayoría de las sustancias moleculares de la misma manera en que se predicen las fórmulas de los compuestos iónicos. Sin embargo, los compuestos moleculares que contienen hidrógeno más otro elemento son una importante excepción. Estos compuestos pueden tratarse como si fueran sustancias neutras que contienen iones H^+ y aniones. Así, se puede predecir que la sustancia llamada cloruro de hidrógeno tiene la fórmula HCl, la cual contiene un H^+ para equilibrar la carga de un Cl^-. (El nombre cloruro de hidrógeno solo se utiliza para el compuesto puro; las disoluciones acuosas de HCl se conocen como ácido clorhídrico). De manera similar, la fórmula para el sulfuro de hidrógeno es H_2S porque se necesitan dos H^+ para equilibrar la carga de S^{2-}.

TABLA 4.3 • Prefijos utilizados para nombrar compuestos binarios formados entre no metales

Prefijo	Significado
Mono-	*1*
Di-	*2*
Tri-	*3*
Tetra-	*4*
Penta-	*5*
Hexa-	*6*
Hepta-	*7*
Octa-	*8*
Nona-	*9*
Deca-	*10*

EJERCICIO RESUELTO 4.10 **Cómo relacionar los nombres y las fórmulas de compuestos moleculares binarios**

Escriba el nombre de los compuestos: *a*) SO_2, *b*) PCl_5, *c*) Cl_2O_3.

SOLUCIÓN

Los compuestos están totalmente formados por no metales, así que son moleculares y no iónicos. Si se utilizan los prefijos de la tabla 4.3, se tiene: *a*) dióxido de azufre, *b*) pentacloruro de fósforo y *c*) trióxido de dicloro.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Escriba las fórmulas químicas de: *a*) tetrabromuro de silicio, *b*) dicloruro de diazufre.

Respuestas: *a*) $SiBr_4$, *b*) S_2Cl_2

4.5 COMPUESTOS DE LOS GASES NOBLES

Debido a que los gases nobles son extremadamente estables, solo reaccionan en condiciones muy rigurosas. Se espera que los gases nobles más pesados tengan más posibilidades de formar compuestos porque sus energías de ionización son más bajas. Una energía de ionización más baja sugiere la posibilidad de compartir un electrón con otro átomo, dando lugar a un enlace químico. También, debido a que los elementos del grupo 8A (excepto el helio) ya contienen ocho electrones en su capa de valencia, la formación de enlaces covalentes requerirá una capa de valencia expandida. La expansión de la capa de valencia ocurre más fácilmente en átomos más grandes.

El primer compuesto de un gas noble fue reportado en 1962. Este descubrimiento causó sensación porque restó importancia a la creencia de que los elementos de los gases nobles en realidad eran inertes. El estudio inicial incluyó al xenón en combinación con flúor, el elemento que se esperaría que fuera el más reactivo en jalar la densidad electrónica de otro átomo. Desde entonces, los químicos han preparado diversos compuestos de xenón con flúor o con oxígeno. Los fluoruros XeF_2, XeF_4 y XeF_6 se producen por la reacción directa de los elementos. Al variar la proporción de los reactivos y alterar las condiciones de la reacción, se puede obtener uno de los tres compuestos. Los compuestos que contienen oxígeno se forman cuando los fluoruros reaccionan con agua, por ejemplo:

$$XeF_6(s) + 3\,H_2O(l) \longrightarrow XeO_3(ac) + 6\,HF(ac) \qquad [4.4]$$

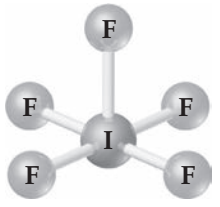
REFLEXIÓN

¿Puedo describir en qué circunstancias reaccionan los gases nobles?

El conjunto de reglas para nombrar compuestos químicos se conoce como **nomenclatura química**. Se estudiaron las reglas sistemáticas para nombrar tres clases de sustancias inorgánicas: compuestos iónicos**,** ácidos y compuestos moleculares binarios. Al nombrar un compuesto iónico, primero se nombra el catión y después el anión. Los cationes formados por átomos metálicos tienen el mismo nombre que el metal. Si el metal puede formar cationes con cargas distintas, la carga se indica mediante números romanos. Los aniones monoatómicos tienen nombres que terminan en *-uro*. Los aniones poliatómicos que contienen oxígeno y otros elementos (**oxianiones**) tienen nombres que finalizan en *-ato* o *-ito*.

ACTIVIDAD

1. Investigue en diversas fuentes la información necesaria para realizar un mapa conceptual donde agrupe y describa las características de los diferentes compuestos inorgánicos, así como sus reglas de nomenclatura de acuerdo con la IUPAQ. Para ello, considere hidruros metálicos, hidruros no metálicos, hidrácidos, óxidos básicos y ácidos, oxoácidos, hidróxidos, oxosal y sal de hidrácido.
2. Escriba la fórmula química para el siguiente compuesto. ¿Es un compuesto iónico o molecular? Escriba el nombre del compuesto.



3. Prediga las fórmulas químicas de los compuestos formados por los siguientes pares de iones: *a*) Cr^{3+} y Br^-, *b*) Fe^{3+} y O^{2-}, *c*) Hg_2^{2+} y CO_3^{2-}, *d*) Ca^{2+} y ClO_3^-, *e*) NH_4^+ y PO_4^{3-}.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Escriba la fórmula química para: *a*) ion clorito, *b*) ion cloruro, *c*) ion clorato, *d*) ion perclorato, *e*) ion hipoclorito.
2. Escriba el nombre de los siguientes compuestos iónicos: *a*) KCN, *b*) $NaBrO_2$, *c*) $Sr(OH)_2$, *d*) CoS, *e*) $Fe_2(CO_3)_3$, *f*) $Cr(NO_3)_3$, *g*) $(NH_4)_2SO_3$, *h*) NaH_2PO_4, *i*) $KMnO_4$, *j*) $Ag_2Cr_2O_7$.
3. Escriba la fórmula química de cada una de las sustancias mencionadas, de acuerdo con la siguiente descripción: *a*) El carbonato de zinc se puede calentar para formar óxido de zinc y dióxido de carbono. *b*) Cuando se trata con ácido fluorhídrico, el dióxido de silicio forma tetrafluoruro de silicio y agua. *c*) El dióxido de azufre reacciona con agua para formar ácido sulfuroso. *d*) La sustancia trihidruro de fósforo, comúnmente llamada fosfina, es un gas tóxico. *e*) El ácido perclórico reacciona con cadmio para formar perclorato de cadmio(II). *f*) El bromuro de vanadio(III) es un sólido colorido.
4. Llene los espacios en la siguiente tabla:

Catión	Anión	Fórmula	Nombre
			Óxido de litio
Fe^{2+}	PO_4^{3-}		
		$Al_2(SO_4)_3$	
			Nitrato de cobre(II)
Cr^{3+}	I^-		
		$MnClO_2$	
			Carbonato de amonio
			Perclorato de zinc

5. Muchos iones y compuestos tienen nombres similares y existen grandes posibilidades de confundirlos. Escriba las fórmulas químicas correctas para distinguir entre: *a*) sulfuro de calcio e hidrogenosulfuro de calcio, *b*) ácido bromhídrico y ácido brómico, *c*) nitruro de aluminio y nitrito de aluminio, *d*) óxido de hierro(II) y óxido de hierro(III), *e*) amoniaco y ion amonio, *f*) sulfito de potasio y bisulfito de potasio, *g*) cloruro mercuroso y cloruro mercúrico, *h*) ácido clórico y ácido perclórico.

EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN

1. Prediga la fórmula química del compuesto iónico formado por: *a*) Ca^{2+} y Br^{-}, *b*) K^{+} y CO_3^{2-}, *c*) Al^{3+} y CH_3COO^{-}, *d*) NH_4^{+} y SO_4^{2-}, *e*) Mg^{2+} y PO_4^{3-}.

2. Escriba la fórmula y complete la tabla para los compuestos iónicos formados por cada par de cationes y aniones, como se muestra para el primer par.

Ion	K^{+}	NH_4^{+}	Mg^{2+}	Fe^{3+}
Cl^{-}	KCl			
OH^{-}				
CO_3^{2-}				
PO_4^{3-}				

3. El selenio, un elemento nutricional necesario en cantidades traza, forma compuestos análogos al azufre. Escriba el nombre de los siguientes iones: *a*) SeO_4^{2-}, *b*) Se^{2-}, *c*) HSe^{-}, *d*) $HSeO_3^{-}$.

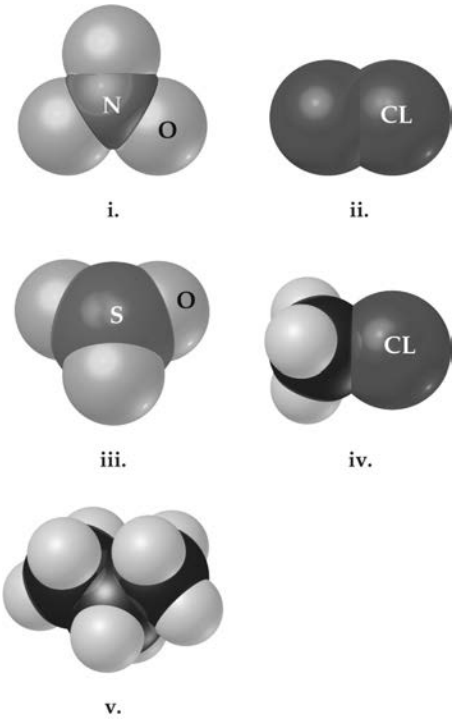
4. Escriba los nombres y las cargas del catión y el anión en cada uno de los siguientes compuestos: *a*) CaO, *b*) Na_2SO_4, *c*) $KClO_4$, *d*) $Fe(NO_3)_2$, *e*) $Cr(OH)_3$.

5. Escriba el nombre de los siguientes compuestos iónicos: *a*) Li_2O, *b*) $FeCl_3$, *c*) NaClO, *d*) $CaSO_3$, *e*) $Cu(OH)_2$, *f*) $Fe(NO_3)_2$, *g*) $Ca(CH_3COO)_2$, *h*) $Cr_2(CO_3)_3$, *i*) K_2CrO_4, *j*) $(NH_4)_2SO_4$.

6. Escriba las fórmulas químicas de los siguientes compuestos: *a*) hidróxido de aluminio, *b*) sulfato de potasio, *c*) óxido de cobre(I), *d*) nitrato de zinc, *e*) bromuro de mercurio(II), *f*) carbonato de hierro(III), *g*) hipobromito de sodio.

7. Los óxidos de nitrógeno son componentes muy importantes en la contaminación del aire urbano. Escriba el nombre de cada uno de los siguientes compuestos: *a*) N_2O, *b*) NO, *c*) NO_2, *d*) N_2O_5, *e*) N_2O_4.

8. A partir de las estructuras moleculares que se ilustran, identifique la que corresponde a cada una de las siguientes especies: *a*) cloro gaseoso, *b*) propano, *c*) ion nitrato, *d*) trióxido de azufre, *e*) cloruro de metilo, CH_3Cl.



i. ii. iii. iv. v.

9. La fórmula molecular del ácido yódico es HIO_3. Escriba las fórmulas de los siguientes: *a*) el anión yodato, *b*) el anión peryodato, *c*) el anión hipoyodito, *d*) el ácido hipoyodoso, *e*) el ácido peryódico.

10. El ácido carbónico se presenta en bebidas carbonatadas. Cuando reacciona con hidróxido de litio, produce carbonato de litio. El carbonato de litio se emplea para tratar la depresión y el trastorno bipolar. Escriba las fórmulas químicas del ácido carbónico, el hidróxido de litio y el carbonato de litio.

11. Muchas sustancias conocidas tienen nombres comunes no sistemáticos. Para cada uno de los siguientes, escriba el nombre sistemático correcto: *a*) sal nitro, KNO_3; *b*) sosa comercial, Na_2CO_3; *c*) cal viva, CaO; *d*) ácido muriático, HCl; *e*) sales de Epsom, $MgSO_4$; *f*) leche de magnesia, $Mg(OH)_2$.

AUTOEVALUACIÓN

1. ¿Cuál es la diferencia entre compuestos iónicos y compuestos moleculares?

2. Complete la siguiente tabla. Se puede apoyar con el mapa conceptual de los diferentes tipos de compuestos inorgánicos que elaboró anteriormente.

Fórmula	**Nombre**	**Tipo de compuesto**
NH_4Cl	Cloruro de amonio	Compuesto iónico/sal
Fe_2SO_4		
	Yoduro de plata	
KSCN		
	Nitrato de sodio	
$NaHCO_3$		

3. Escriba los nombres y las cargas del catión y el anión en cada uno de los siguientes compuestos: *a*) CuS, *b*) Ag_2SO_4, *c*) $Al(ClO_3)_3$, *d*) $Co(OH)_2$, *e*) $PbCO_3$.

4. ¿Escriba el nombre o la fórmula química, según se requiera, de cada una de las siguientes sustancias moleculares binarias: *a*) SF_6, *b*) IF_5, *c*) XeO_3, *d*) tetróxido de dinitrógeno, *e*) cianuro de hidrógeno, *f*) hexasulfuro de tetrafósforo.

5. ¿Suponga que encuentra los siguientes enunciados durante su lectura. ¿Cuál es la fórmula de cada una de las sustancias mencionadas? *a*) El hidrogenocarbonato de sodio se utiliza como desodorante. *b*) El hipoclorito de calcio se emplea en algunas disoluciones blanqueadoras. *c*) El cianuro de hidrógeno es un gas muy venenoso. *d*) El hidróxido de magnesio se utiliza como purgante. *e*) El fluoruro de estaño(II) se usa como aditivo de fluoruro en pastas dentales. *f*) Cuando el sulfuro de cadmio se trata con ácido sulfúrico, se libera sulfuro de hidrógeno gaseoso.

6. Escriba el nombre de cada uno de los siguientes óxidos. Suponiendo que los compuestos son iónicos, ¿qué carga está asociada al elemento metálico en cada caso? *a*) NiO, *b*) MnO_2, *c*) Cr_2O_3, *d*) MoO_3.

7. Escriba la fórmula química correcta de los siguientes compuestos y el nombre IUPAQ de los mismos:

Anión / Catión	F^-	CO_3^{2-}	MnO_4^-	MnO_4^{2-}	CN^-	SO_3^{2-}
Ba^{2+}						
Cr^{2+}					$Cr(CN)_2$ Cianuro de cromo(II)	
Cr^{3+}						
Sn^{4+}						
H^+						
Al^{3+}						
As^{5+}						
Bi^{3+}						

Capítulo 5

Competencias

Al finalizar el presente capítulo, el estudiante habrá desarrollado las siguientes competencias específicas:

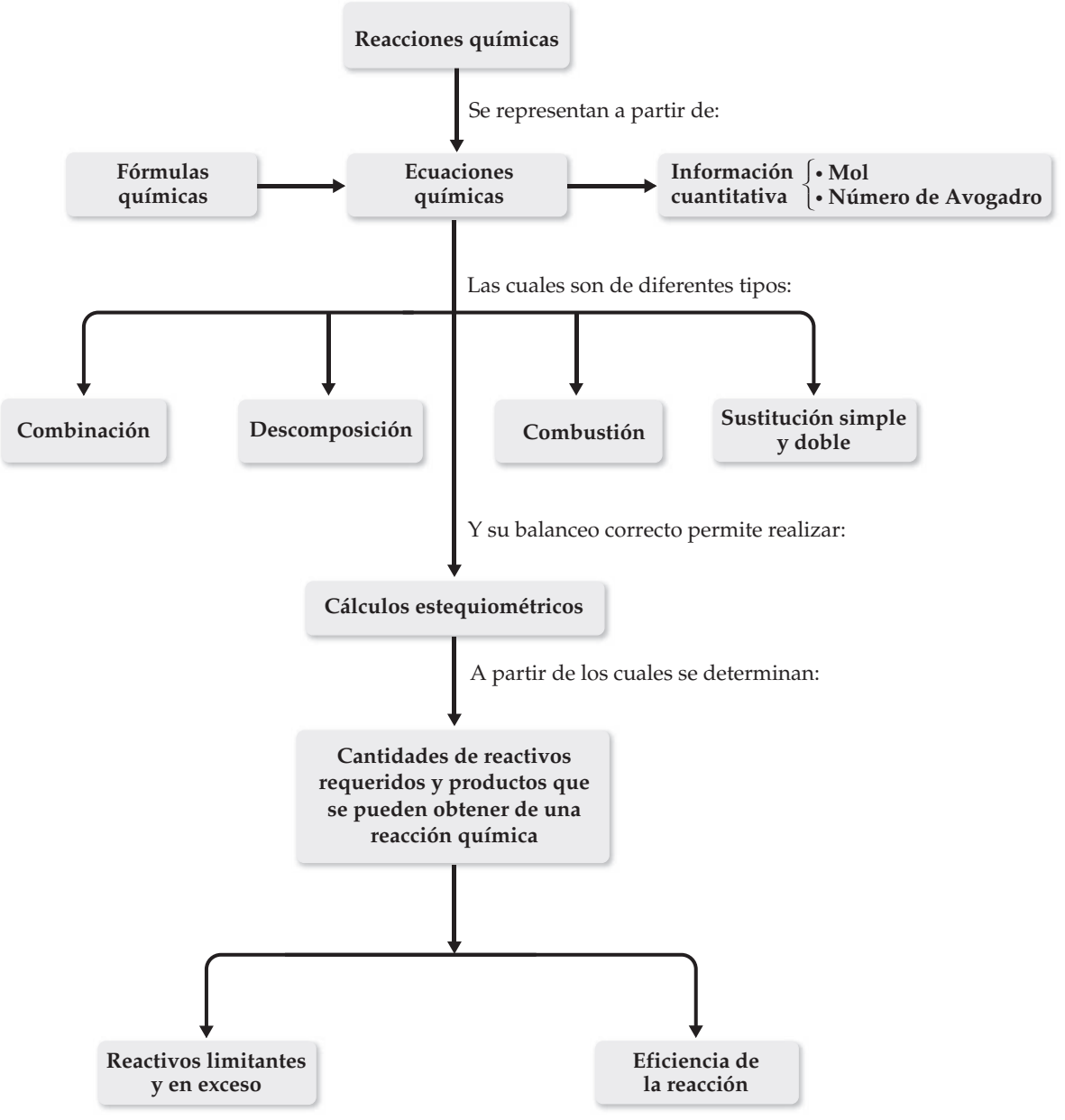
1. Escribir de manera correcta las fórmulas químicas de diferentes compuestos que interaccionan en una reacción química, representándolas por medio de ecuaciones químicas.
2. Identificar y describir las características de los diferentes tipos de reacciones químicas que existen.
3. Determinar de manera correcta las masas fórmula de diversos compuestos, relacionándolas con el concepto de mol y número de Avogadro, para determinar el número de átomos, moléculas o iones contenidos en los mismos.
4. Determinar de manera correcta las fórmulas empíricas y moleculares de diversas sustancias a partir de las masas de los elementos presentes en un compuesto, para comparar los datos experimentales con la teoría.
5. Identificar las partes de una ecuación química que incluye los datos cuantitativos de una reacción, para determinar los factores estequiométricos de la misma y calcular la cantidad de sustancias que se consumen o se producen en una reacción química, así como el rendimiento de las mismas.
6. Realizar el balanceo de diversas ecuaciones químicas de manera correcta por los métodos de tanteo y óxido reducción.
7. Comprender el concepto de reactivo limitante y reactivo en exceso, e identificar estas sustancias en una ecuación química balanceada.

A la vez, el estudiante debe fortalecer las siguientes competencias genéricas:

- Capacidad de aprender y actualizarse de forma permanente
- Capacidad de análisis y síntesis de información
- Capacidad de trabajar en equipo
- Capacidad para aplicar los conocimientos en la práctica
- Habilidad para trabajar de forma autónoma
- Compromiso con la calidad y búsqueda del logro

REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA

La información que se analizará en este capítulo es la siguiente:



CONTENIDOS:

5.1 ECUACIONES QUÍMICAS
5.2 BALANCEO DE ECUACIONES
5.3 TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS
5.4 DETERMINACIÓN DE MASAS FÓRMULA
5.5 NÚMERO DE AVOGADRO Y MOL
5.6 FÓRMULAS EMPÍRICAS A PARTIR DEL ANÁLISIS
5.7 CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS
5.8 REACTIVOS LIMITANTES

UN CERILLO ENCENDIDO. El calor y la flama son evidencia visible de una reacción química. Entre las primeras reacciones químicas que se estudiaron sistemáticamente destacaban las reacciones de combustión.

INTRODUCCIÓN

SI SE VIERTE VINAGRE EN UN vaso con agua que contiene bicarbonato de sodio, se forman burbujas. Podemos encender un cerillo y, con su flama, encender una vela. Al calentar azúcar en un recipiente, observamos que esta se torna de color marrón (se carameliza). Las burbujas, la flama y el cambio de color son evidencia visual de que algo sucede.

Para un ojo experimentado, estos cambios visuales indican un cambio químico o una reacción química. Algunos cambios químicos son sencillos, otros son complejos. Algunos son drásticos, otros muy sutiles. Incluso, mientras usted lee esta unidad, dentro de su cuerpo ocurren cambios químicos. Por ejemplo, los cambios que ocurren en sus ojos y su cerebro le permiten leer estas palabras y pensar en ellas. Aunque tales cambios químicos no son tan evidentes como lo que vemos en el laboratorio, los cambios químicos que tienen lugar en el cuerpo humano son importantes porque nos permiten realizar todas nuestras funciones.

En esta unidad comenzaremos a explorar algunos aspectos importantes de los cambios químicos. Nos enfocaremos tanto en el uso de fórmulas químicas para representar las reacciones, como en la información cuantitativa que podemos obtener acerca de la cantidad de sustancias implicadas en las reacciones. La **estequiometría** es el área de estudio que examina la cantidad de sustancias que se consumen y se producen en las reacciones químicas. El término se deriva del griego *stoicheion* (elemento) y *metron* (medida). La estequiometría nos brinda un conjunto indispensable de herramientas que se emplean mucho en química, incluyendo diversas aplicaciones como medir la concentración del ozono en la atmósfera y evaluar diferentes procesos para convertir carbón en combustibles gaseosos.

La estequiometría se basa en la comprensión de las masas atómicas de las fórmulas químicas y de la ley de la conservación de la masa. El científico francés, miembro de la nobleza, Antoine Lavoisier (► **FIGURA 5.1**) descubrió esta importante ley de la química a finales del siglo XVIII. Lavoisier estableció la ley de esta elocuente manera: "Podemos expresarla como un axioma indiscutible que establece que en todas las operaciones del arte y la naturaleza, nada se crea; existe una cantidad igual de materia tanto antes como después del experimento. De este principio depende todo el arte de realizar experimentos químicos". Con el advenimiento de la teoría atómica de Dalton, los químicos comprendieron las bases de esta ley: *los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química*. Los cambios que ocurren durante cualquier reacción simplemente reordenan los átomos. La misma colección de átomos está presente tanto antes como después de la reacción.

▲ **FIGURA 5.1 Antoine Lavoisier (1734–1794).** La carrera científica de Lavoisier, quien llevó a cabo muchos estudios importantes sobre reacciones de combustión, se vio interrumpida por la Revolución Francesa. Fue decapitado en 1794, durante el Reinado del Terror. Generalmente se le considera el padre de la química moderna, porque realizó experimentos cuidadosamente controlados y empleó mediciones cuantitativas.

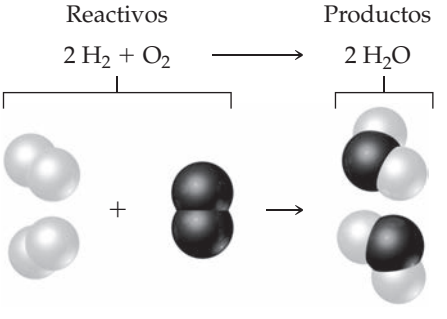
5.1 ECUACIONES QUÍMICAS

Representamos las reacciones químicas por medio de **ecuaciones químicas**. Cuando arde el hidrógeno gaseoso (H_2), por ejemplo, este reacciona con el oxígeno del aire (O_2) para formar agua (H_2O). Escribimos la ecuación química para esta reacción de la siguiente forma:

$$2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O \qquad [5.1]$$

Leemos el signo + como "reacciona con", y la flecha como "produce". Las fórmulas químicas a la izquierda de la flecha representan las sustancias de inicio, designadas como **reactivos**. Las fórmulas químicas a la derecha de la flecha representan las sustancias producidas en la reacción, denominadas **productos**. Los números que preceden a las fórmulas, los *coeficientes*, indican el número relativo de moléculas de cada tipo implicadas en la reacción. (Al igual que en las ecuaciones algebraicas, *el coeficiente 1 generalmente se omite*).

Puesto que los átomos no se crean ni se destruyen en ninguna reacción, una ecuación química debe tener un número igual de átomos de cada elemento en cada lado de la flecha. Cuando se cumple esta condición, la ecuación está *balanceada*. En el lado derecho de la ecuación 5.1, por ejemplo, hay dos moléculas de H_2O, cada una formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno (► **FIGURA 5.2**). Por lo tanto, $2\,H_2O$ (que se lee "dos moléculas de agua") contienen $2 \times 2 = 4$ átomos de H, y $2 \times 1 = 2$ átomos de O. Observe que *el número de átomos se obtiene multiplicando cada subíndice en una fórmula química por el coeficiente de la fórmula*. Como hay cuatro átomos de H y dos de O en cada lado de la ecuación, la ecuación está balanceada.



▲ **FIGURA 5.2 Una ecuación química balanceada.**

PIÉNSELO UN POCO

¿Cuántos átomos de Mg, O y H se representan por la notación $3\,Mg(OH)_2$?

REFLEXIÓN

¿Comprendo la información que me proporciona una ecuación química?

ACTIVIDAD

Indique cuáles son los reactivos y cuáles los productos de las siguientes ecuaciones; también calcule cuántos átomos de cada elemento están presentes en las mismas:

a) $CH_4(g) + 2\ O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$

b) $N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$

c) $H_2SO_4(ac) + 2\ NaOH(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2\ H_2O(l)$

5.2 BALANCEO DE ECUACIONES

Una vez que conocemos las fórmulas de los reactivos y productos de una reacción, podemos escribir una ecuación no balanceada. Después balanceamos la ecuación determinando los coeficientes que proporcionan números iguales de cada tipo de átomo en los dos lados de la ecuación. En la mayoría de los casos, una ecuación balanceada deberá tener los coeficientes con los números enteros más pequeños posibles.

Para balancear una ecuación, es necesario comprender la diferencia entre un coeficiente y un subíndice. Como se muestra en la ▼ **FIGURA 5.3**, al cambiar un subíndice en una fórmula —por ejemplo, de H_2O a H_2O_2— se modifica la identidad de la sustancia. La sustancia H_2O_2, peróxido de hidrógeno, es muy diferente de la sustancia H_2O, agua. *Jamás cambie los subíndices cuando balancee una ecuación*. Por otro lado, colocar un coeficiente antes de una fórmula solo modifica la *cantidad* de la sustancia y no su *identidad*. Por lo tanto, $2\ H_2O$ significa dos moléculas de agua, $3\ H_2O$ significa tres moléculas de agua, y así sucesivamente.

Para ilustrar el proceso de balancear una ecuación, considere la reacción que ocurre cuando el metano (CH_4), el principal componente del gas natural, arde en presencia de aire para producir dióxido de carbono gaseoso (CO_2) y vapor de agua (H_2O) (► **FIGURA 5.4**). Ambos productos contienen átomos de oxígeno que provienen del O_2 del aire. Por lo tanto, el O_2 es un reactivo, y la ecuación sin balancear es

$$CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O \quad \text{(no balanceada)} \qquad [5.2]$$

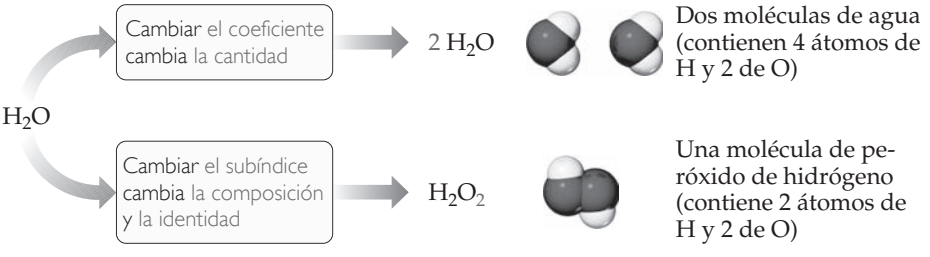
Por lo general, es mejor balancear primero los elementos que están presentes en el menor número de fórmulas químicas en la ecuación. En nuestro ejemplo, C se presenta en un solo reactivo (CH_4) y en un producto (CO_2). Lo mismo es cierto para H (CH_4 y H_2O). Observe, sin embargo, que O se presenta en un reactivo (O_2) y dos productos (CO_2 y H_2O). Así que comenzamos con C. Debido a que una molécula de CH_4 contiene el mismo número de átomos de C (uno) que una molécula de CO_2, los coeficientes para estas sustancias *deben* ser iguales en la ecuación balanceada. Por lo tanto, comenzamos eligiendo el coeficiente 1 (que se omite) tanto para CH_4 como para CO_2.

Ahora nos enfocaremos en el H. Como una molécula de CH_4 contiene cuatro átomos de H, y H_2O contiene dos átomos de H, balanceamos los átomos de H colocando un coeficiente 2 antes de H_2O. Así, tendremos cuatro átomos de H en cada lado de la ecuación:

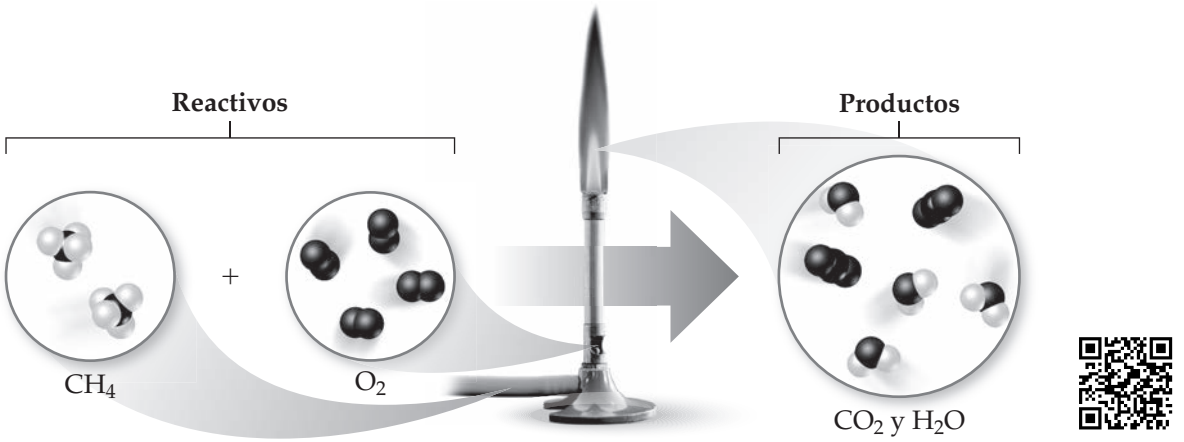
$$CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\ H_2O \quad \text{(no balanceada)} \qquad [5.3]$$

IMAGINE

¿Cuál es la diferencia en el conteo de átomos entre la notación CO_2 y la notación 2 CO?



▲ **FIGURA 5.3** **Diferencia entre cambiar un subíndice y cambiar un coeficiente en una ecuación química.**

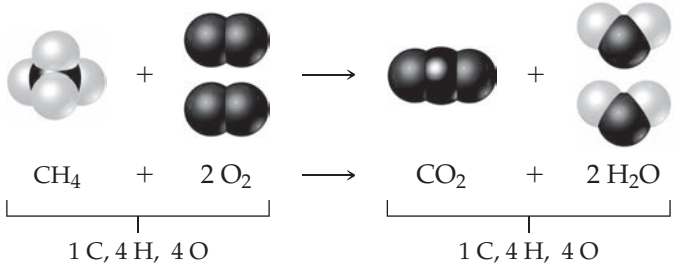


▲ **FIGURA 5.4** **El metano reacciona con oxígeno en un mechero de Bunsen.**

Finalmente, un coeficiente 2 enfrente de O_2 balancea la ecuación para darnos cuatro átomos de O de cada lado (2×2 en el lado izquierdo, $2 + 2 \times 1$ en el lado derecho):

$$CH_4 + 2\,O_2 \longrightarrow CO_2 + 2\,H_2O \quad \text{(balanceada)} \qquad [5.4]$$

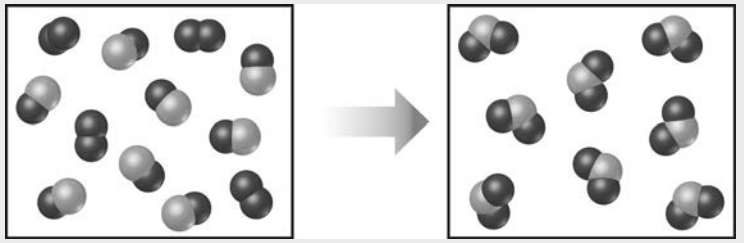
La vista molecular de la ecuación balanceada se presenta en la ▼ **FIGURA 5.5**.



▲ **FIGURA 5.5** **Ecuación química balanceada para la combustión de CH_4.**

EJERCICIO RESUELTO 5.1 Interpretación y balanceo de ecuaciones químicas

El siguiente diagrama representa una reacción química en la que las esferas negras representan átomos de oxígeno y las grises, átomos de nitrógeno. *a*) Escriba las fórmulas químicas de los reactivos y productos. *b*) Escriba una ecuación balanceada para la reacción. *c*) ¿El diagrama es congruente con la ley de la conservación de la masa?



SOLUCIÓN

a) El cuadro izquierdo, que representa a los reactivos, contiene dos tipos de moléculas: aquellas formadas por dos átomos de oxígeno (O_2) y las formadas por un átomo de nitrógeno y un átomo de oxígeno (NO). El cuadro derecho, que representa a los productos, solo contiene moléculas formadas por un átomo de nitrógeno y dos átomos de oxígeno (NO_2).

b) La ecuación química no balanceada es

$$O_2 + NO \longrightarrow NO_2 \quad \text{(no balanceada)}$$

Un inventario de los átomos de cada lado de la ecuación indica que hay un N y tres O a la izquierda de la flecha, y un N y dos O a la derecha. Para balancear el O debemos aumentar el número de átomos de O a la derecha, manteniendo iguales los coeficientes para el NO y NO_2. A veces tenemos que ir y venir varias veces de un lado de la ecuación al otro, cambiando coeficientes, primero de un lado de la ecuación y luego del otro, hasta que quede balanceada. En este caso, se puede aumentar el número de átomos de O colocando el coeficiente 2 delante de NO_2:

$$O_2 + NO \longrightarrow 2\,NO_2 \quad \text{(no balanceada)}$$

Esto da dos átomos de N y cuatro átomos de O del lado derecho, por lo que vamos de nuevo al lado izquierdo. Colocar el coeficiente 2 delante de NO balancea tanto el N como el O:

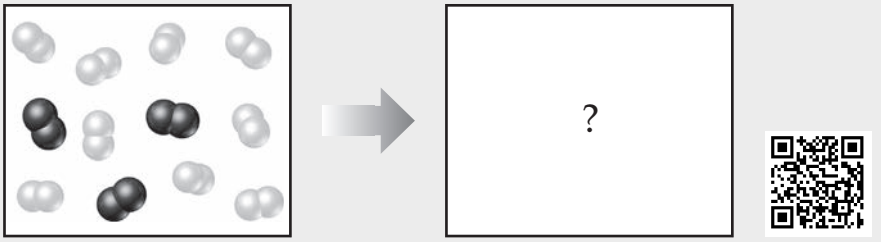
$$\underbrace{O_2 + 2\,NO}_{2\,N,\,4\,O} \longrightarrow \underbrace{2\,NO_2}_{2\,N,\,4\,O}\ \text{(balanceada)}$$

c) La caja de reactivos contiene cuatro O_2 y ocho NO. Entonces, la relación molecular es un O_2 por cada dos NO, tal como requiere la ecuación balanceada. El cuadro de productos contiene ocho moléculas de NO_2, lo que significa que el número de moléculas producidas de NO_2 es igual al número de moléculas de NO reactivas, como requiere la ecuación balanceada.

Hay ocho átomos de N en las ocho moléculas de NO en el cuadro de reactivos. También hay $4 \times 2 = 8$ átomos de O en las moléculas de O_2, y ocho átomos de O en las moléculas de NO, dando un total de 16 átomos de O. En el cuadro de productos, encontramos ocho átomos de N y $8 \times 2 = 16$ átomos de O en las ocho moléculas de NO_2. Puesto que hay igual número de átomos de N y de O en ambos cuadros, el diagrama es congruente con la ley de la conservación de la masa.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

En el siguiente diagrama, las esferas grises representan átomos de hidrógeno, y las negras representan átomos de nitrógeno.



Para que sea congruente con la ley de la conservación de la masa, ¿cuántas moléculas de NH_3 deberán mostrarse en el cuadro derecho (el de los productos)?

Respuesta: Seis moléculas de NH_3

Indicación sobre el estado de los reactivos y los productos

Los símbolos que indican el estado físico de cada reactivo y cada producto a menudo se muestran en las ecuaciones químicas. Utilizamos los símbolos (*g*), (*l*), (*s*) y (*ac*), para gases, líquidos, sólidos y disoluciones acuosas (agua), respectivamente. Por lo tanto, la ecuación 5.5 se escribe como

$$CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(g) \qquad [5.5]$$

Algunas veces las condiciones en las que ocurre la reacción se indican por arriba o por debajo de la flecha de reacción. El símbolo Δ (la letra griega mayúscula delta) con frecuencia se coloca sobre la flecha para indicar una adición de calor.

EJERCICIO RESUELTO 5.2 Balanceo de ecuaciones químicas

Balancee esta ecuación:

$$Na(s) + H_2O(l) \longrightarrow NaOH(ac) + H_2(g)$$

SOLUCIÓN

Comenzamos contando cada tipo de átomo en ambos lados de la flecha. Hay un Na, un O y dos H en el lado izquierdo, y un Na, un O y tres H en el derecho. Para aumentar el número de átomos de H del lado izquierdo, intentemos escribiendo el coeficiente 2 antes del H_2O:

$$Na(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow NaOH(ac) + H_2(g)$$

Si comenzamos de este modo no balanceamos el H, pero sí incrementamos el número de átomos de H reactivos, lo cual se debe hacer. (Si agregamos el coeficiente 2 en H_2O, desbalanceamos el O, pero nos encargaremos de ello después de balancear el H). Ahora que tenemos 2 H_2O del lado izquierdo, podemos balancear el H si colocamos el coeficiente 2 antes del NaOH:

$$Na(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow 2\,NaOH(ac) + H_2(g)$$

Balancear el H de esta forma nos lleva a balancear el O. Pero ahora el Na está desbalanceado con un Na a la izquierda y dos a la derecha. Para volver a balancear el Na, colocamos el coeficiente 2 antes del reactivo:

$$2\,Na(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow 2\,NaOH(ac) + H_2(g)$$

Ahora tenemos dos átomos de Na, cuatro átomos de H y dos átomos de O de cada lado. La ecuación está balanceada.

Comentario Observe que nos movimos hacia atrás y hacia delante anteponiendo un coeficiente al H_2O, luego al NaOH y, por último. al Na. Al balancear ecuaciones, con frecuencia nos encontramos siguiendo este patrón de ir y venir de un lado al otro de la flecha, anteponiendo coeficientes primero en una fórmula de un lado y luego en una fórmula del otro, hasta que la ecuación queda balanceada. Siempre podrá decir que balanceó correctamente su ecuación, si verifica que el número de átomos de cada elemento es el mismo en ambos lados de la flecha.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Balancee las siguientes ecuaciones encontrando los coeficientes que faltan:

a) $\_\_\ Fe(s) + \_\_\ O_2(g) \longrightarrow \_\_\ Fe_2O_3(s)$

b) $\_\_\ C_2H_4(g) + \_\_\ O_2(g) \longrightarrow \_\_\ CO_2(g) + \_\_\ H_2O(g)$

c) $\_\_\ Al(s) + \_\_\ HCl(ac) \longrightarrow \_\_\ AlCl_3(ac) + \_\_\ H_2(g)$

Respuestas: *a*) 4, 3, 2; *b*) 1, 3, 2, 2; *c*) 2, 6, 2, 3

REFLEXIÓN

¿Comprendo lo que se desea obtener de un balanceo de ecuaciones químicas?

ACTIVIDAD

1. *a*) ¿Cuál es el principio o la ley científica que se utiliza en el proceso de balanceo de ecuaciones químicas? *b*) En el balanceo de ecuaciones, ¿por qué no se deben modificar los subíndices en las fórmulas químicas? *c*) ¿Cómo podemos escribir las fórmulas del agua líquida, vapor de agua, cloruro de sodio acuoso y cloruro de sodio sólido en ecuaciones químicas?

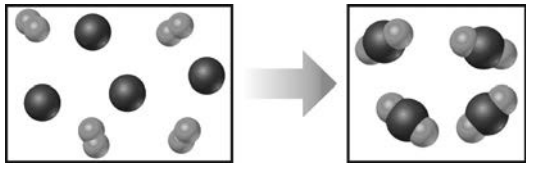
2. Balancee las siguientes ecuaciones:

a) $S + O_2 \longrightarrow SO_3$

b) $Zn + HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

c) $Na + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2$

3. La reacción entre un reactivo A (esferas grises) y un reactivo B (esferas negras) se ilustra en el siguiente diagrama:



De acuerdo con este diagrama, ¿cuál es la ecuación que describe mejor a la reacción?

a) $A_2 + B \longrightarrow A_2B$

b) $A_2 + 4\ B \longrightarrow 2\ AB_2$

c) $2\ A + B_4 \longrightarrow 2\ AB_2$

d) $A + B_2 \longrightarrow AB_2$

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. *a*) ¿Cuál es la diferencia entre agregar un subíndice 2 al final de la fórmula CO para obtener CO_2 y agregar un coeficiente antes de la fórmula para obtener 2 CO? *b*) La siguiente fórmula, tal como está escrita, ¿es congruente con la ley de la conservación de la masa?

$3\ Mg(OH)_2(s) + 2\ H_3PO_4(ac) \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2(s) + 6\ H_2O(l)$

¿Por qué?

2. Balancee las siguientes ecuaciones:

a) $CO(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$

b) $N_2O_5(g) + H_2O(l) \longrightarrow HNO_3(ac)$

c) $CH_4(g) + Cl_2(g) \longrightarrow CCl_4(l) + HCl(g)$

d) $Al_4C_3(s) + H_2O(l) \longrightarrow Al(OH)_3(s) + CH_4(g)$

e) $C_5H_{10}O_2(l) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$

f) $Fe(OH)_3(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Fe_2(SO_4)(ac) + H_2O(l)$

g) $Mg_3N_2(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow MgSO_4(ac) + (NH_4)_2SO_4(ac)$

3. Balancee las siguientes ecuaciones:
   a) $Li(s) + N_2(g) \longrightarrow Li_3N(g)$
   b) $TiCl_4(l) + H_2O(l) \longrightarrow TiO_2(s) + HCl(ac)$
   c) $NH_4NO_3(s) \longrightarrow N_2(g) + O_2(g) + H_2O(g)$
   d) $Ca_3P_2(s) + H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(ac) + PH_3(g)$
   e) $Al(OH)_3(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3(ac) + H_2O(l)$
   f) $AgNO_3(ac) + Na_2CO_3(ac) \longrightarrow Ag_2NO(s) + Na_2CO_3(ac)$
   g) $C_2H_5NH_2(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g) + N_2(g)$
4. Escriba las ecuaciones químicas balanceadas que correspondan a cada una de las siguientes descripciones: *a*) El carburo de calcio sólido, CaC_2, reacciona con agua para formar una disolución acuosa de hidróxido de calcio y gas acetileno, C_2H_2. *b*) Cuando se calienta el clorato de potasio sólido, se descompone para formar cloruro de potasio sólido y gas oxígeno. *c*) El zinc metálico sólido reacciona con ácido sulfúrico para forma gas hidrógeno y una disolución acuosa de sulfato de zinc. *d*) Cuando se agrega tricloruro de fósforo líquido al agua, reacciona para formar ácido fosforoso acuoso, $H_3PO_3(ac)$ y ácido clorhídrico líquido. *e*) Cuando el sulfuro de hidrógeno gaseoso se pasa a través de hidróxido de hierro(III) sólido caliente, la reacción que resulta produce sulfuro de hierro(III) sólido y vapor de agua.

5.3 TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

A continuación analizaremos algunos tipos de reacciones comunes, como son las de combinación, descomposición, simple y doble sustitución. De las mencionadas anteriormente, encontraremos tres tipos de reacciones sencillas con frecuencia a lo largo de esta unidad: de combinación, de descomposición y de combustión. Nuestra primera razón para analizar estas reacciones es conocer mejor las reacciones químicas y sus ecuaciones balanceadas. La segunda razón es considerar cómo podríamos predecir los productos de algunas de estas reacciones si solo conocemos sus reactivos. La clave para predecir los productos formados mediante una combinación dada de reactivos es reconocer los patrones generales de reactividad química. Reconocer un patrón de reactividad para un tipo de sustancias le dará una idea mucho más amplia de la situación que si solo memoriza una gran cantidad de reacciones no relacionadas.

Reacciones de combinación y descomposición

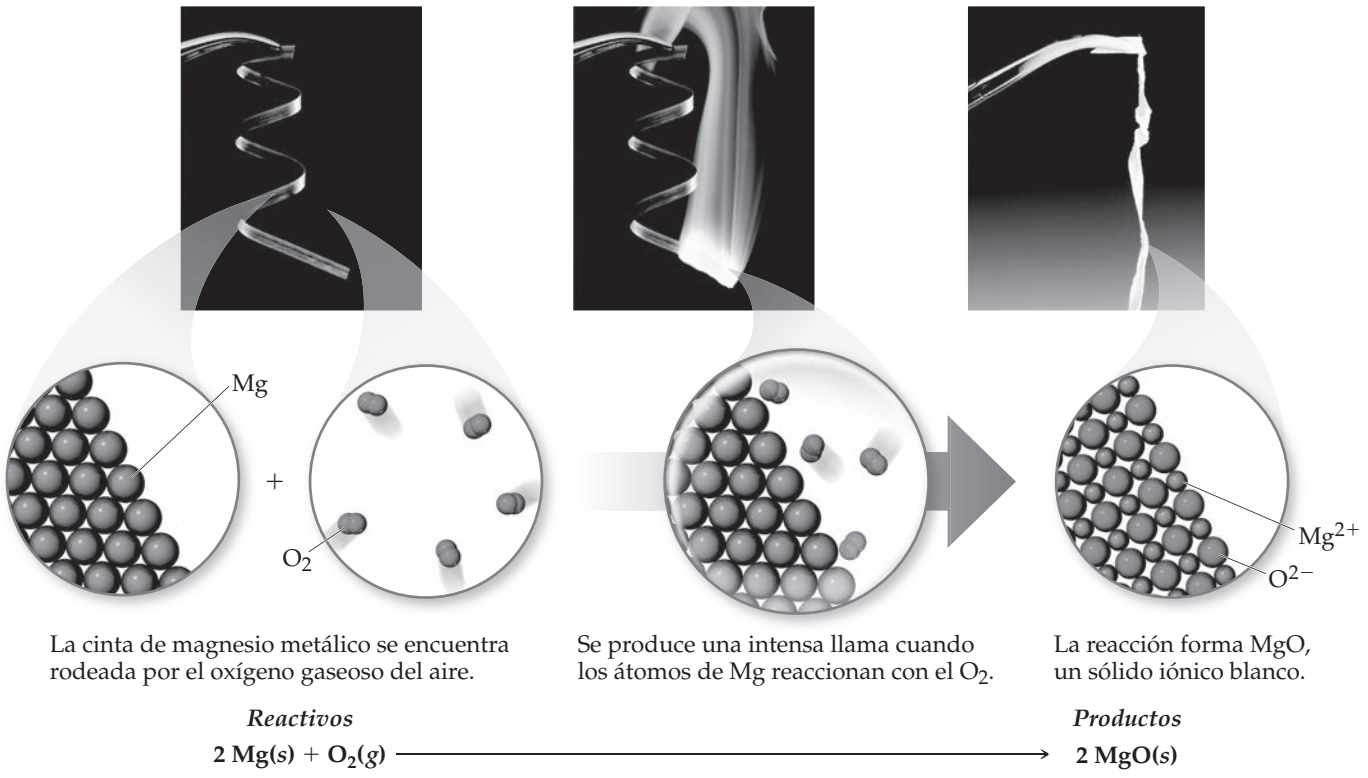
En las **reacciones de combinación**, dos o más sustancias reaccionan para formar un producto (▼ TABLA 5.1). Por ejemplo, el magnesio metálico arde de manera brillante en el aire para producir óxido de magnesio (► FIGURA 5.6):

$$2\,Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow 2\,MgO(s) \qquad [5.6]$$

Esta reacción se utiliza para producir la flama brillante generada por bengalas y algunos fuegos artificiales.

TABLA 5.1 • Reacciones de combinación y descomposición

Reacciones de combinación	
$A + B \longrightarrow C$ $C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$ $N_2(g) + 3\,H_2(g) \longrightarrow 2\,NH_3(g)$ $CaO(s) + H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(s)$	Dos o más reactivos se combinan para formar un solo producto. Muchos elementos reaccionan entre sí de esta manera para formar compuestos.
Reacciones de descomposición	
$C \longrightarrow A + B$ $2\,KClO_3(s) \longrightarrow 2\,KCl(s) + 3\,O_2(g)$ $PbCO_3(s) \longrightarrow PbO(s) + CO_2(g)$ $Cu(OH)_2(s) \longrightarrow CuO(s) + H_2O(l)$	Un solo reactivo se separa para formar dos o más sustancias. Muchos compuestos reaccionan de esta forma cuando se calientan.



▲ **FIGURA 5.6** **Combustión de magnesio metálico en el aire, una reacción de combinación.**

Una reacción de combinación entre un metal y un no metal, como en la ecuación 5.6, produce un sólido iónico. Recuerde que la fórmula de un compuesto iónico puede determinarse a partir de las cargas de sus iones. Cuando el magnesio reacciona con oxígeno, el magnesio pierde dos electrones y forma el ion magnesio, Mg^{2+}. El oxígeno gana dos electrones y forma el ion óxido, O^{2-}. Entonces, el producto de la reacción es MgO.

Luego de haber estudiado las unidades anteriores, el lector debe ser capaz de reconocer cuando se encuentra ante una reacción de combinación y de predecir los productos cuando los reactivos son un metal y un no metal.

PIÉNSELO UN POCO

Cuando el Na y el S experimentan una reacción de combinación, ¿cuál es la fórmula química del producto?

En una **reacción de descomposición**, una sustancia experimenta una reacción para producir dos o más sustancias (tabla 5.1). Por ejemplo, muchos carbonatos metálicos, cuando se calientan, se descomponen para formar óxidos metálicos y dióxido de carbono:

$$CaCO_3(s) \xrightarrow{\Delta} CaO(s) + CO_2(g) \qquad [5.7]$$

La descomposición de $CaCO_3$ es un proceso comercial importante. La piedra caliza o las conchas marinas, que son básicamente $CaCO_3$, se calientan para producir CaO, el cual se conoce como cal viva o simplemente como cal. Cada año se utilizan alrededor de 2×10^{10} kg (20 millones de toneladas) de CaO en Estados Unidos, principalmente para fabricar vidrio, obtener hierro de sus minerales y fabricar morteros para unir ladrillos.

La descomposición de azida de sodio (NaN_3) rápidamente libera $N_2(g)$, por lo que esta reacción se utiliza para inflar las bolsas de aire de seguridad de los automóviles (► **FIGURA 5.7**):

$$2\ NaN_3(s) \longrightarrow 2\ Na(s) + 3\ N_2(g) \qquad [5.8]$$

El sistema está diseñado de modo que un impacto cause el encendido de una cápsula detonadora, la cual, a la vez, ocasiona que el NaN_3 se descomponga explosivamente. Una pequeña cantidad de NaN_3 (aproximadamente 100 g) forma una gran cantidad de gas (alrededor de 50 L).

▲ **FIGURA 5.7** **La descomposición de la azida de sodio, $NaN_3(s)$, se utiliza para inflar las bolsas de aire de los automóviles.**

EJERCICIO RESUELTO 5.3 **Escriba ecuaciones balanceadas para reacciones de combinación y descomposición**

Escriba ecuaciones balanceadas para: *a*) la reacción de combinación entre el litio metálico y el flúor gaseoso y *b*) La reacción de descomposición que ocurre cuando se calienta carbonato de bario sólido (se forman dos productos: un sólido y un gas).

SOLUCIÓN

a) Con excepción del mercurio, todos los metales son sólidos a temperatura ambiente. El flúor se presenta como una molécula diatómica. Entonces, los reactivos son Li(*s*) y $F_2(g)$. El producto estará formado por un metal y un no metal, por lo que esperamos que sea un sólido iónico. Los iones litio tienen una carga 1+, Li^+, mientras que los iones fluoruro tienen una carga 1−, F^-. Por lo tanto, la fórmula química del producto es LiF. La ecuación química balanceada es

$$2\,Li(s) + F_2(g) \longrightarrow 2\,LiF(s)$$

b) La fórmula química del carbonato de bario es $BaCO_3$. Como vimos en el texto, muchos carbonatos metálicos se descomponen al calentarse para formar óxidos metálicos y dióxido de carbono. Por ejemplo, en la ecuación 5.7, el $CaCO_3$ se descompone para formar CaO y CO_2. Entonces, esperaríamos que el $BaCO_3$ se descomponga para formar BaO y CO_2. El bario y el calcio se encuentran en el grupo 2A de la tabla periódica, lo que también sugiere que reaccionan de la misma forma:

$$BaCO_3(s) \longrightarrow BaO(s) + CO_2(g)$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Escriba las ecuaciones balanceadas para las siguientes reacciones: *a*) el sulfato de mercurio(II) sólido se descompone en sus elementos constituyentes cuando se calienta, y *b*) el aluminio metálico se combina con el oxígeno del aire.

Respuestas: *a*) $HgS(s) \longrightarrow Hg(l) + S(s)$, *b*) $4\,Al(s) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,Al_2O_3(s)$

Reacciones de simple y doble sustitución (desplazamiento)

Las reacciones de **simple sustitución** o **desplazamiento** son aquellas en las que una de las sustancias de un compuesto desplaza a otra. Este desplazamiento está ligado a la reactividad de los elementos participantes: el más reactivo provocará dicho desplazamiento (serie electromotriz o de actividad). Se puede expresar este tipo de reacciones como:

$$AB + C \longrightarrow AC + B$$

Por ejemplo:

$$Zn(s) + HCl(ac) \longrightarrow ZnCl_2(ac) + H_2(g)$$
$$Fe(s) + CuSO_4(ac) \longrightarrow FeSO_4(ac) + Cu(s)$$

Las reacciones de **doble sustitución** o **desplazamiento** son aquellas en que dos sustancias que participan en una reacción química intercambian sus cationes. De manera general la podemos expresar como:

$$AX + BZ \longrightarrow AZ + BX$$

Un ejemplo de este tipo de reacciones son las reacciones de neutralización:

$$HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$$

En estas reacciones las especies libres son iones, a diferencia de las de simple sustitución, donde las especies libres son metales o no metales libres que dependen de su actividad para permitir la sustitución.

Reacciones de combustión

Las **reacciones de combustión** son reacciones rápidas que producen una flama. La mayoría de las reacciones de combustión que observamos implican al O_2 del aire como un reactivo. La ecuación 5.5 ilustra un tipo general de reacciones que implican la combustión, o quema,

de hidrocarburos (compuestos que solo contienen carbono e hidrógeno, como el CH_4 y el C_2H_4).

Cuando los hidrocarburos se queman en aire, reaccionan con O_2 para formar CO_2 y H_2O.* El número de moléculas de O_2 requerido y el número de moléculas de CO_2 y H_2O formado dependen de la composición del hidrocarburo, que actúa como el combustible de la reacción. Por ejemplo, la combustión del propano (C_3H_8 ► **FIGURA 5.8**), un gas utilizado para cocinar y en la calefacción, se describe con la siguiente ecuación:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \longrightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g) \qquad [5.9]$$

El estado del agua en esta reacción, $H_2O(g)$ o $H_2O(l)$, depende de las condiciones de la reacción. El vapor de agua, $H_2O(g)$, se forma a alta temperatura en un recipiente abierto.

La combustión de los derivados de hidrocarburos que contienen oxígeno, como el CH_3OH, también produce CO_2 y H_2O. La regla de que los hidrocarburos y los derivados relacionados que contienen oxígeno forman CO_2 y H_2O cuando se queman resume el comportamiento de alrededor de 3 millones de compuestos. Muchas sustancias que nuestro cuerpo utiliza como fuentes de energía, como el azúcar glucosa ($C_6H_{12}O_6$), reaccionan con O_2 para formar CO_2 y H_2O. Sin embargo, en nuestro cuerpo, las reacciones se efectúan en una serie de etapas intermedias a la temperatura corporal. Estas reacciones que implican etapas intermedias se describen como *reacciones de oxidación* en lugar de reacciones de combustión.

IMAGINE

¿En qué se parecen las reacciones en las figuras 5.4 y 5.8?

▲ **FIGURA 5.8 El propano arde en aire.** El propano líquido en el tanque, C_3H_8, se evapora y se mezcla con el aire conforme escapa por la boquilla. La reacción de combustión de C_3H_8 y O_2 produce una flama azul.

EJERCICIO RESUELTO 5.4 Escriba ecuaciones balanceadas para reacciones de combustión

Escriba la ecuación balanceada para la reacción que ocurre cuando el metanol, $CH_3OH(l)$, se quema en aire.

SOLUCIÓN

Cuando cualquier compuesto que contiene C, H y O se quema, reacciona con el $O_2(g)$ del aire para producir $CO_2(g)$ y $H_2O(g)$. Por lo tanto, la ecuación no balanceada es

$$CH_3OH(l) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$$

Los átomos de C están balanceados con un carbono a cada lado de la flecha. Como el CH_3OH tiene cuatro átomos de H, colocamos el coeficiente 2 antes del H_2O para balancear los átomos de H:

$$CH_3OH(l) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

Al añadir el coeficiente, balanceamos el H pero obtenemos cuatro átomos de O en los productos. Ya que solo hay tres átomos de O en los reactivos, aún no terminamos. Podemos colocar el coeficiente fraccionario $\frac{3}{2}$ antes del O_2 para obtener un total de cuatro átomos de O en los reactivos ($\frac{3}{2} \times 2 = 3$ átomos de O en $\frac{3}{2}$ de O_2):

$$CH_3OH(l) + \tfrac{3}{2}\ O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$$

Aunque la ecuación está balanceada, no se encuentra en su forma más convencional, ya que contiene un coeficiente fraccionario. Sin embargo, al multiplicar por 2, eliminaremos la fracción manteniendo la ecuación balanceada:

$$2\ CH_3OH(l) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 4\ H_2O(g)$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Escriba la ecuación balanceada para la reacción que ocurre cuando el etanol, $C_2H_5OH(l)$, se quema en aire.

Respuesta: $C_2H_5OH(l) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 2\ CO_2(g) + 3\ H_2O(g)$

REFLEXIÓN

¿Puedo describir las diferencias entre los distintos tipos de reacción?

*Cuando hay una cantidad insuficiente de O_2 presente, se producirá monóxido de carbono (CO) además de CO_2; a esto se le llama combustión incompleta. Si la cantidad de O_2 es muy limitada, se producirán partículas finas de carbono, conocidas como hollín. La combustión completa solo produce CO_2 y H_2O. A menos que se especifique lo contrario, siempre usaremos el término *combustión* para indicar una combustión completa.

ACTIVIDAD

1. ¿Cuál es la diferencia entre las reacciones de composición o síntesis y las de descomposición?
2. ¿De qué depende que se realice una reacción de simple sustitución?
3. ¿A qué se llama serie electromotriz o de actividad para metales y no metales libres?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. *a*) Cuando el elemento metálico sodio se combina con el elemento no metálico bromo, $Br_2(l)$, ¿cómo se puede determinar la fórmula química del producto? ¿Cómo se sabe si el producto es un sólido, un líquido o un gas a temperatura ambiente? Escriba la ecuación química balanceada para la reacción. *b*) Cuando un hidrocarburo se quema en el aire, ¿qué reactivo, además del hidrocarburo, participa en la reacción? ¿Qué productos se forman? Escriba una ecuación química balanceada para la combustión del benceno, $C_6H_6(l)$, en el aire.
2. *a*) Determine la fórmula química del producto formado cuando el elemento metálico aluminio se combina con el elemento no metálico bromo Br_2. Escriba la ecuación química balanceada para la reacción. *b*) ¿Qué productos se forman cuando un compuesto que contiene C, H y O se quema totalmente en el aire? Escriba una ecuación química balanceada para la combustión de la acetona, $C_3H_6O(l)$, en el aire.
3. Escriba la ecuación química balanceada para la reacción que ocurre cuando: *a*) el Mg(*s*) reacciona con $Cl_2(g)$; *b*) al calentarse, el carbonato de bario se descompone en óxido de bario y dióxido de carbono gaseoso; *c*) el hidrocarburo estireno, $C_8H_8(l)$, se quema en el aire; *d*) el éter dimetílico, $CH_3OCH_3(g)$, se quema en el aire.
4. Escriba una ecuación química balanceada para la reacción que ocurre cuando: *a*) el calcio metálico experimenta una reacción de combinación con $O_2(g)$; *b*) el hidróxido de cobre(II), al calentarse, se descompone en óxido de cobre(II) y agua; *c*) el heptano, $C_7H_{16}(l)$, se quema en el aire; *d*) el metil terbutil éter, $C_5H_{12}O(l)$, se quema en el aire.
5. Balancee las siguientes ecuaciones e indique si son reacciones de combinación, de descomposición o de combustión:

   a) $C_3H_6(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
   b) $NH_4NO_3(s) \longrightarrow N_2O(g) + H_2O(g)$
   c) $C_5H_6O(l) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
   d) $N_3(g) + H_2(g) \longrightarrow NH_3$
   e) $K_2O(s) + H_2O(l) \longrightarrow KOH(ac)$

5.4 DETERMINACIÓN DE MASAS FÓRMULA

Las fórmulas y ecuaciones químicas tienen un significado *cuantitativo*, pues los subíndices de las fórmulas y los coeficientes de las ecuaciones representan cantidades precisas. La fórmula H_2O indica que una molécula de esta sustancia (agua) contiene exactamente dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno. De forma similar, los coeficientes de una ecuación química balanceada indican las cantidades relativas de reactivos y productos. Pero, ¿cómo relacionamos el número de átomos o de moléculas con las cantidades que medimos en el laboratorio? Aunque no podemos contar directamente átomos ni moléculas, podemos determinar indirectamente sus números si conocemos sus masas. Por consiguiente, antes de que veamos los aspectos cuantitativos de las fórmulas o de las ecuaciones químicas, debemos examinar las masas de los átomos y las moléculas.

Masas fórmula y masas moleculares

La **masa fórmula** de una sustancia es la suma de las masas atómicas de los átomos en la fórmula química de la sustancia. Usando las masas atómicas, encontramos, por ejemplo, que la masa fórmula del ácido sulfúrico (H_2SO_4) es de 98.1 uma:*

*La abreviatura MA significa masa atómica, MF es la masa fórmula y MM equivale a masa molecular.

$$\begin{aligned}\text{MF de } H_2SO_4 &= 2(\text{MA de H}) + (\text{MA de S}) + 4(\text{MA de O})\\ &= 2(1.0 \text{ uma}) + 32.1 \text{ uma} + 4(16.0 \text{ uma})\\ &= 98.1 \text{ uma}\end{aligned}$$

Por conveniencia, redondeamos todas las masas atómicas a una cifra después del punto decimal, una práctica que seguiremos en la mayoría de los cálculos en este libro.

Si la fórmula química es simplemente el símbolo químico de un elemento, como el Na, entonces la masa fórmula equivale a la masa atómica del elemento; en este caso, a 23.0 uma. Si la fórmula química es la de una molécula, entonces la masa fórmula también se conoce como **masa molecular**. Por ejemplo, la masa molecular de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) es:

$$\text{MM de } C_6H_{12}O_6 = 6(12.0 \text{ uma}) + 12(1.0 \text{ uma}) + 6(16.0 \text{ uma}) = 180.0 \text{ uma}$$

Debido a que las sustancias iónicas existen como arreglos tridimensionales de iones (véase la figura 4.21), es inadecuado hablar de moléculas de esa sustancia. En cambio, hablamos de *unidades fórmula.* La unidad fórmula de NaCl, por ejemplo, consiste en un ion Na^+ y un ion Cl^-. Por lo tanto, la masa fórmula del NaCl está definida como la masa de una unidad fórmula:

$$\text{MF de NaCl} = 23.0 \text{ uma} + 35.5 \text{ uma} = 58.5 \text{ uma}$$

EJERCICIO RESUELTO 5.5 **Cálculo de masas fórmula**

Calcule la masa fórmula de: *a*) la sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$ (azúcar de mesa), y *b*) el nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$.

SOLUCIÓN

a) Si sumamos las masas atómicas de los átomos en la sacarosa, encontramos que la masa fórmula es de 342.0 uma:

$$\begin{aligned}12 \text{ átomos de C} &= 12(12.0 \text{ uma}) = 144.0 \text{ uma}\\ 22 \text{ átomos de H} &= 22(1.0 \text{ uma}) = 22.0 \text{ uma}\\ 11 \text{ átomos de O} &= 11(16.0 \text{ uma}) = 176.0 \text{ uma}\\ &\qquad\qquad\qquad\qquad 342.0 \text{ uma}\end{aligned}$$

b) Si una fórmula química tiene paréntesis, el subíndice que se encuentra afuera es un multiplicador para todos los átomos incluidos adentro. Por lo tanto, para $Ca(NO_3)_2$, tenemos

$$\begin{aligned}1 \text{ átomo de Ca} &= 1(40.1 \text{ uma}) = 40.1 \text{ uma}\\ 2 \text{ átomos de N} &= 2(14.0 \text{ uma}) = 28.0 \text{ uma}\\ 6 \text{ átomos de O} &= 6(16.0 \text{ uma}) = 96.0 \text{ uma}\\ &\qquad\qquad\qquad\qquad 164.1 \text{ uma}\end{aligned}$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Calcule la masa fórmula de: *a*) $Al(OH)_3$, y *b*) CH_3OH.

Respuestas: *a*) 78.0 uma, *b*) 32.0 uma

REFLEXIÓN

¿Comprendo la diferencia entre la masa fórmula y la masa molecular?

ACTIVIDAD

1. Determine las masas fórmula de cada uno de los siguientes compuestos: *a*) ácido nítrico, HNO_3; *b*) $KMnO_4$; *c*) $Ca_3(PO_4)_2$; *d*) cuarzo, SiO_2; *e*) sulfuro de galio; *f*) sulfato de cromo(III), *g*) tricloruro de fósforo.
2. Determine las masas fórmula de cada uno de los siguientes compuestos: *a*) óxido nitroso, N_2O, conocido como gas hilarante y utilizado como anestésico en odontología; *b*) ácido benzoico, $HC_7H_5O_2$, una sustancia utilizada como conservador de alimentos; *c*) $Mg(OH)_2$, el ingrediente activo en la leche de magnesia; *d*) urea, $(NH_2)_2CO$, un compuesto utilizado en los fertilizantes con nitrógeno; *e*) acetato de isopentilo, $CH_3CO_2C_5H_{11}$, responsable del olor de los plátanos.

Composición porcentual de fórmulas químicas

Los químicos algunas veces deben calcular la *composición porcentual* de un compuesto, es decir, el porcentaje en masa con el que contribuye cada elemento a la sustancia. Por ejemplo, los químicos forenses medirán la composición porcentual de un polvo blanco desconocido y

lo compararán con las composiciones porcentuales del azúcar, la sal o la cocaína para identificar el polvo.

El cálculo de la composición porcentual de cualquier elemento de una sustancia es directo si se conoce la fórmula química. El cálculo depende de la masa fórmula de la sustancia, de la masa atómica del elemento en cuestión y del número de átomos de ese elemento en la fórmula química:

$$\text{Composición porcentual del elemento} = \frac{\begin{pmatrix}\text{número de átomos}\\ \text{del elemento}\end{pmatrix}\begin{pmatrix}\text{masa atómica}\\ \text{del elemento}\end{pmatrix}}{\text{masa fórmula del compuesto}} \times 100\% \quad [5.10]$$

EJERCICIO RESUELTO 5.6 Cálculo de la composición porcentual

Calcule el porcentaje de carbono, hidrógeno y oxígeno (en masa) de $C_{12}H_{22}O_{11}$.

SOLUCIÓN

Analicemos este ejercicio siguiendo los pasos descritos en el recuadro "Estrategias en química: Resolución de problemas".

Análisis A partir de una fórmula química, hay que calcular el porcentaje en masa de cada elemento.

Estrategia Podemos utilizar la ecuación 5.10, obteniendo las masas atómicos de una tabla periódica. Conocemos el denominador en la ecuación 5.10, la masa fórmula de $C_{12}H_{22}O_{11}$, a partir del ejercicio 5.5. Debemos utilizar ese valor en tres cálculos, uno para cada elemento.

Solución

$$\%C = \frac{(12)(12.0\text{ uma})}{342.0\text{ uma}} \times 100\% = 42.1\%$$

$$\%H = \frac{(22)(1.0\text{ uma})}{342.0\text{ uma}} \times 100\% = 6.4\%$$

$$\%O = \frac{(11)(16.0\text{ uma})}{342.0\text{ uma}} \times 100\% = 51.5\%$$

Comprobación Nuestros porcentajes calculados deben sumar 100%, lo que sucede en este caso. Pudimos haber usado más cifras significativas para las masas atómicas y así obtener más cifras significativas para la composición porcentual, pero nos apegamos a la regla sugerida de redondear las masas atómicas a una cifra después del punto decimal.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Calcule el porcentaje de nitrógeno, en masa, en el $Ca(NO_3)_2$.

Respuesta: 17.1%

ESTRATEGIAS EN QUÍMICA

RESOLUCIÓN DE PROBLEMAS

La clave para tener éxito en la resolución de problemas es la práctica. Si usted practica, comprobará que puede mejorar sus habilidades mediante los siguientes pasos:

Paso 1: Analice el problema. Lea el problema con cuidado para comprenderlo. ¿Qué es lo que dice? Dibuje un esquema o diagrama que le ayude a visualizar la situación. Anote tanto los datos que le proporcionan como la cantidad que tiene que obtener (la incógnita).

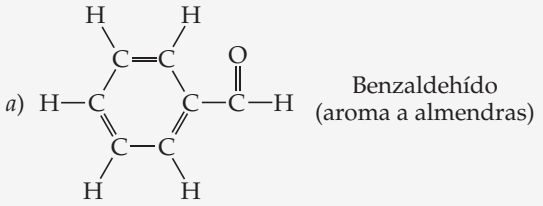
Paso 2: Desarrolle una estrategia para resolver el problema. Considere las posibles rutas entre la información dada y la incógnita. ¿Qué principios o ecuaciones relacionan los datos conocidos con la incógnita? Observe que algunos datos podrían no encontrarse de manera explícita en el problema; tal vez se espera que conozca ciertas cantidades (como el número de Avogadro) o que las busque en tablas (como las masas atómicas). Observe también que su estrategia podría implicar un solo paso o una serie de pasos con respuestas intermedias.

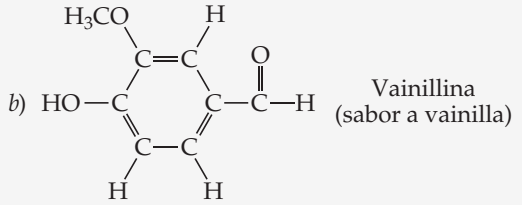
Paso 3: Resuelva el problema. Utilice la información conocida y las ecuaciones o relaciones adecuadas para resolver la incógnita. El análisis dimensional es una herramienta muy útil para resolver una gran cantidad de problemas. Sea cuidadoso con las cifras significativas, los signos y las unidades.

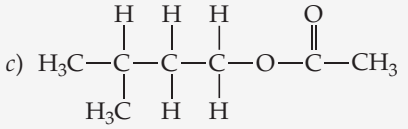
Paso 4: Compruebe la solución. Lea el problema otra vez para tener la seguridad de que encontró todas las soluciones que requiere el problema. ¿Su respuesta tiene sentido? Es decir, ¿el resultado es extraordinariamente grande o demasiado pequeño, o bien, es aproximado? Por último, ¿las unidades y las cifras significativas son correctas?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Escriba el algoritmo de la secuencia de pasos para determinar el porcentaje con respecto a la masa de una sustancia.
2. Calcule el porcentaje en masa de los elementos señalados en los siguientes compuestos: *a*) el carbono en el acetileno, C_2H_2, un gas empleado en trabajos de soldadura; *b*) el hidrógeno en el ácido ascórbico, $HC_6H_7O_6$, también conocido como vitamina C; *c*) el hidrógeno en el sulfato de amonio, $(NH_4)_2SO_4$, una sustancia utilizada como fertilizante nitrogenado; *d*) el platino en el $PtCl_2(NH_3)_2$, un agente para quimioterapia llamado cisplatino; *e*) el oxígeno en la hormona sexual femenina conocida como estradiol, $C_{18}H_{24}O_2$; *f*) el carbono en la capsaicina, $C_{18}H_{27}NO_3$, el compuesto que da el sabor picante al chile.
3. Con base en las siguientes fórmulas estructurales, calcule el porcentaje de carbono en masa presente en cada compuesto:


a) Benzaldehído (aroma a almendras)


b) Vainillina (sabor a vainilla)


c) Acetato de isopentilo (sabor del plátano)

5.5 NÚMERO DE AVOGADRO Y MOL

Incluso las muestras más pequeñas que manejamos en el laboratorio contienen enormes cantidades de átomos, iones o moléculas. Por ejemplo, una cucharadita de agua (aproximadamente 5 mL) contiene 2×10^{23} moléculas de agua, un número tan grande que casi resulta imposible de entender. Por ello, los químicos idearon una unidad especial de conteo para describir números tan grandes de átomos o moléculas.

En la vida cotidiana utilizamos unidades de conteo como una docena (12 objetos) y una gruesa (144 objetos). En química, la unidad para manejar el número de átomos, iones o moléculas de una muestra de tamaño común es el **mol**.* Un mol es la cantidad de materia que contiene tantos objetos (átomos, moléculas o cualquier objeto a considerar) como el número de átomos en exactamente 12 g de ^{12}C isotópicamente puro. Mediante experimentos, los científicos determinaron que este número era 6.0221421×10^{23}, el cual generalmente se redondea a 6.02×10^{23}. Los científicos llaman a esta cifra el **número de Avogadro** N_A, en honor del científico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856), y con frecuencia se cita con unidades de moles recíprocos, $6.02 \times 10^{23}\ mol^{-1}$. Esta unidad (que se lee como "mol inversa" o "por mol") nos recuerda que hay 6.02×10^{23} objetos por un mol. Un mol de átomos, un mol de moléculas o un mol de cualquier otra cosa contiene el número de Avogadro de esos objetos:

$$1 \text{ mol de átomos de } {}^{12}C = 6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de } {}^{12}C$$
$$1 \text{ mol de moléculas de } H_2O = 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O$$
$$1 \text{ mol de iones } NO_3^- = 6.02 \times 10^{23} \text{ iones } NO_3^-$$

*El término *mol* proviene de la palabra latina *moles*, que significa "una masa". El término *molécula* es el diminutivo de esta palabra, y significa "una masa pequeña".

El número de Avogadro es tan grande que es difícil imaginarlo. Si esparciéramos 6.02×10^{23} canicas sobre toda la superficie terrestre, se formaría una capa continua de aproximadamente 3 millas de espesor. Si colocáramos un número de Avogadro de monedas de un centavo en línea recta, lado a lado, rodearían a la Tierra 300 billones de veces (3×10^{14} veces).

EJERCICIO RESUELTO 5.7 Estimación del número de átomos

Sin utilizar una calculadora, acomode las siguientes muestras en orden creciente de número de átomos de carbono: 12 g de ^{12}C, 1 mol de C_2H_2, 9×10^{23} moléculas de CO_2.

SOLUCIÓN

Análisis Se nos proporcionan las cantidades de diferentes sustancias expresadas en gramos, moles y número de moléculas, y se nos pide acomodar las muestras en orden creciente de átomos de C.

Estrategia Para determinar el número de átomos de C de cada muestra, debemos convertir 12 g de ^{12}C, 1 mol de C_2H_2 y 9×10^{23} moléculas de CO_2 a números de átomos de C. Para realizar estas conversiones, utilizamos la definición de mol y del número de Avogadro.

Solución Un mol se define como la cantidad de materia que contiene tantas unidades de materia como el número de átomos de C que hay en exactamente 12 g de ^{12}C. Por lo tanto, 12 g de ^{12}C contienen 1 mol de átomos de C (es decir, 6.02×10^{23} átomos de C). Un mol de C_2H_2 contiene 6×10^{23} moléculas de C_2H_2. Como hay dos átomos de C en cada molécula de C_2H_2, esta muestra contiene 12×10^{23} átomos de C. Puesto que cada molécula de CO_2 contiene un átomo de C, la muestra de CO_2 contiene 9×10^{23} átomos de C. Por lo tanto, el orden es 12 g ^{12}C (6×10^{23} átomos de C) $<$ 9×10^{23} moléculas de CO_2 (9×10^{23} átomos de C) $<$ 1 mol de C_2H_2 (12×10^{23} átomos de C).

Comprobación Podemos verificar nuestros resultados comparando el número de moles de átomos de C en cada muestra, ya que el número de moles es proporcional al número de átomos. Entonces, 12 g de ^{12}C es 1 mol de C; 1 mol de C_2H_2 contiene 2 moles de C, y 9×10^{23} moléculas de CO_2 contienen 1.5 moles de C, lo que da el mismo orden indicado antes.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Sin utilizar calculadora, acomode las siguientes muestras en orden creciente de número de átomos de O: 1 mol de H_2O, 1 mol de CO_2, 3×10^{23} moléculas de O_3.

Respuesta: 1 mol de H_2O (6×10^{23} átomos de O) $<$ 3×10^{23} moléculas de O_3 (9×10^{23} átomos de O) $<$ 1 mol de CO_2 (12×10^{23} átomos de O)

EJERCICIO RESUELTO 5.8 Conversión de moles a número de átomos

Calcule el número de átomos de H en 0.350 moles de $C_6H_{12}O_6$.

SOLUCIÓN

Análisis Se nos proporciona tanto la cantidad de una sustancia (0.350 moles) como su fórmula química ($C_6H_{12}O_6$). La incógnita es el número de átomos de H en la muestra.

Estrategia El número de Avogadro indica el factor de conversión entre el número de moles de $C_6H_{12}O_6$ y el número de moléculas de $C_6H_{12}O_6$: 1 mol de $C_6H_{12}O_6 = 6 \times 10^{23}$ moléculas de $C_6H_{12}O_6$. Una vez que sabemos el número de moléculas de $C_6H_{12}O_6$, podemos utilizar la fórmula química, la cual nos indica que cada molécula de $C_6H_{12}O_6$ contiene 12 átomos de H. Entonces, convertimos los moles de $C_6H_{12}O_6$ a moléculas de $C_6H_{12}O_6$, y después determinamos el número de átomos de H a partir del número de moléculas de $C_6H_{12}O_6$:

Moles de $C_6H_{12}O_6 \rightarrow$ moléculas de $C_6H_{12}O_6 \rightarrow$ átomos de H

Solución

$$\text{átomos de H} = (0.350 \cancel{\text{ mol } C_6H_{12}O_6})\left(\frac{6.02 \times 10^{23} \cancel{\text{ moléculas de } C_6H_{12}O_6}}{1 \cancel{\text{ mol } C_6H_{12}O_6}}\right) \times \left(\frac{12 \text{ átomos de H}}{1 \cancel{\text{ molécula } C_6H_{12}O_6}}\right) = 2.53 \times 10^{24} \text{ átomos de H}$$

Comprobación Podemos hacer el siguiente cálculo aproximado. En primer lugar, si multiplicamos $0.35(6 \times 10^{23})$, obtenemos aproximadamente 2×10^{23} moléculas de $C_6H_{12}O_6$ y cada una de esas moléculas contiene 12 átomos de hidrógeno. Luego, $12(2 \times 10^{23})$ nos da $24 \times 10^{23} = 2.4 \times 10^{24}$ átomos de hidrógeno, lo que concuerda con nuestro resultado. Como se nos pide el número de átomos de H, las unidades de nuestra respuesta son correctas. Los datos proporcionados tienen tres cifras significativas, por lo que nuestra respuesta también tiene tres cifras significativas.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuántos átomos de oxígeno hay en *a*) 0.25 moles de $Ca(NO_3)_2$, y *b*) 1.50 moles de carbonato de sodio?

Respuestas: *a*) 9.0×10^{23}, *b*) 2.71×10^{24}

Masa molar

Una docena es un número invariable (esto es, 12), sin importar si se refiere a una docena de huevos o a una docena de elefantes. Sin embargo, resulta claro que una docena de huevos no tiene la misma masa que una docena de elefantes. De forma similar, un mol siempre es el

mismo número (6.02×10^{23}), pero muestras de 1 mol de diferentes sustancias tendrán *masas diferentes*. Por ejemplo, compare 1 mol de ^{12}C con 1 mol de ^{24}Mg. Un solo átomo de ^{12}C tiene una masa de 12 uma, mientras que un solo átomo de ^{24}Mg tiene el doble, 24 uma (con dos cifras significativas). Puesto que un mol siempre tiene el mismo número de partículas, un mol de ^{24}Mg debe tener el doble de masa que un mol de ^{12}C. Como un mol de ^{12}C tiene una masa de 12 g (por definición), entonces un mol de ^{24}Mg debe tener una masa de 24 g. Este ejemplo ilustra una regla general que relaciona la masa de un átomo con la masa del número de Avogadro (1 mol) de estos átomos: *la masa atómica de un elemento en unidades de masa atómica es numéricamente igual a la masa en gramos de 1 mol de ese elemento*. Por ejemplo,

El Cl tiene una masa atómica de 35.5 uma ⇒ 1 mol de Cl tiene una masa de 35.5 g

El Au tiene una masa atómica de 197 uma ⇒ 1 mol de Au tiene una masa de 197 g

Para otras clases de sustancias, existe la misma relación numérica entre la masa fórmula y la masa de un mol de esa sustancia:

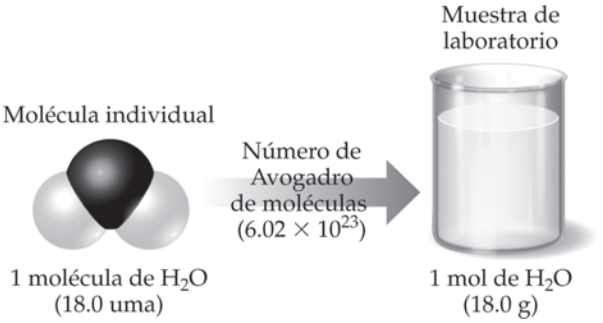
El H_2O tiene una masa fórmula de 18.0 uma ⇒ 1 mol de H_2O tiene una masa de 18.0 g (▶ **FIGURA 5.9**)

El NO_3^- tiene una masa fórmula de 62.0 uma ⇒ 1 mol de NO_3^- tiene una masa de 62.0 g

El NaCl tiene una masa fórmula de 58.5 uma ⇒ 1 mol de NaCl tiene una masa de 58.5 g

IMAGINE

¿Cuántas moléculas de H_2O se encuentran en una muestra de



▲ **FIGURA 5.9 Comparación de la masa de 1 molécula de H_2O y 1 mol de H_2O.** Observe que ambas masas tienen el mismo número, pero tienen diferentes unidades (unidades de masa atómica y gramos). Al expresar ambas masas en gramos se aprecia su gran diferencia: una molécula de H_2O tiene una masa de 2.99×10^{-23} g, mientras que 1 mol de H_2O tiene una masa de 18.0 g.

PIÉNSELO UN POCO

a) ¿Qué tiene más masa, un mol de agua (H_2O) o un mol de glucosa ($C_6H_{12}O_6$)?
b) ¿Qué contiene más moléculas, un mol de agua o un mol de glucosa?

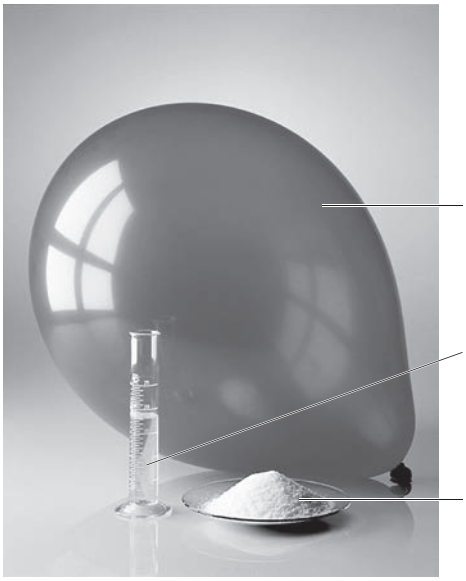
La masa en gramos de un mol de una sustancia (es decir, la masa en gramos por mol) se conoce como **masa molar** de la sustancia. *La masa molar en gramos por mol de cualquier sustancia siempre es numéricamente igual a su masa fórmula en unidades de masa atómica.* Por ejemplo, la sustancia NaCl tiene una masa fórmula de 58.5 uma, y una masa molar de 58.5 g/mol. Otros ejemplos de relaciones molares se presentan en la ▼ **TABLA 5.2**, mientras que la ▼ **FIGURA 5.10** muestra cantidades de 1 mol de tres sustancias comunes.

Las entradas de la tabla 5.2 para el N y el N_2 destacan la importancia de establecer exactamente la forma química de una sustancia cuando se usa el concepto de mol. Suponga que usted lee que 1 mol de nitrógeno se produce en una reacción particular. Podría interpretar esta afirmación como 1 mol de átomos de nitrógeno (14.0 g). Sin embargo, a menos que se indique lo contrario, lo que probablemente se quiso decir es 1 mol de moléculas de nitrógeno, N_2(28.0 g), ya que N_2 es la forma química más común del elemento. Para evitar ambigüedades, es importante indicar de manera explícita la forma química en estudio. Por ejemplo, al utilizar la fórmula química N o N_2, evitamos ambigüedades.

TABLA 5.2 • Relaciones molares

Nombre de la sustancia	Fórmula	Masa fórmula (uma)	Masa molar (g/mol)	Número y tipo de partículas en un mol
Nitrógeno atómico	N	14.0	14.0	6.02×10^{23} átomos de N
Nitrógeno molecular	N_2	28.0	28.0	6.02×10^{23} moléculas de N_2 $2(6.02 \times 10^{23})$ átomos de N
Plata	Ag	107.9	107.9	6.02×10^{23} átomos de Ag
Iones plata	Ag^+	107.9*	107.9	6.02×10^{23} iones de Ag^+
Cloruro de bario	$BaCl_2$	208.2	208.2	6.02×10^{23} unidades fórmula de $BaCl_2$ 6.02×10^{23} iones Ba^{2+} $2(6.02 \times 10^{23})$ iones Cl^-

*Recuerde que el electrón tiene una masa despreciable; por lo tanto, los iones y átomos tienen en esencia la misma masa.



▲ **FIGURA 5.10 Un mol de un sólido (NaCl), un líquido (H_2O) y un gas (O_2).** En cada caso, la masa en gramos de 1 mol, es decir, la masa molar es numéricamente igual a la masa fórmula en unidades de masa atómica. Cada una de estas muestras contiene 6.02×10^{23} unidades fórmula.

EJERCICIO RESUELTO 5.9 Cálculo de la masa molar

¿Cuál es la masa molar de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$?

SOLUCIÓN

Análisis Contamos con la fórmula química y se nos pide determinar su masa molar.

Estrategia Como la masa molar de cualquier sustancia es numéricamente igual a su masa fórmula, primero determinamos la masa fórmula de la glucosa mediante la adición de las masas atómicas de los átomos que la componen. La masa fórmula tendrá unidades de uma, mientras que la masa molar tiene unidades de g/mol.

Solución El primer paso es determinar la masa fórmula de la glucosa:

$$\begin{aligned} 6 \text{ átomos de C} &= 6(12.0 \text{ uma}) = 72.0 \text{ uma} \\ 12 \text{ átomos de H} &= 12(1.0 \text{ uma}) = 12.0 \text{ uma} \\ 6 \text{ átomos de O} &= 6(16.0 \text{ uma}) = \underline{96.0 \text{ uma}} \\ & \qquad\qquad\qquad\quad 180.0 \text{ uma} \end{aligned}$$

Como la glucosa tiene una masa fórmula de 180.0 uma, un mol de esta sustancia (6.02×10^{23} moléculas) tiene una masa de 180.0 g. En otras palabras, $C_6H_{12}O_6$ tiene una masa molar de 180.0 g/mol.

Comprobación Una magnitud por debajo de 250 parece razonable a la luz de los ejemplos anteriores que hemos encontrado, y gramos por mol es la unidad adecuada para la masa molar.

Comentario La glucosa, que también se conoce como azúcar de la sangre, se encuentra en la miel de abeja y las frutas. Otros azúcares se utilizan como alimento y se convierten en glucosa en el estómago o el hígado antes de que nuestro cuerpo los utilice como fuente de energía. Ya que la glucosa no requiere conversión alguna, con frecuencia se aplica por vía intravenosa a pacientes que requieren nutrición inmediata.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Calcule la masa molar del $Ca(NO_3)_2$.

Respuesta: 164.1 g/mol

Conversión entre masas y moles

Las conversiones de masa a moles, y viceversa, con frecuencia se realizan en los cálculos que implican el concepto de mol. Estos cálculos se simplifican utilizando el análisis dimensional, como muestran los ejercicios resueltos 5.10 y 5.11.

LA QUÍMICA Y LA VIDA

MONITOREO DE GLUCOSA

Más de 20 millones de estadounidenses padecen diabetes, y en el mundo el número se acerca a 172 millones. La diabetes es una enfermedad metabólica en la que el cuerpo no produce la hormona insulina o no la puede usar adecuadamente. Una señal de que una persona es diabética es que la concentración de glucosa en la sangre es superior a la normal. Por lo tanto, quienes sufren diabetes necesitan medir sus concentraciones de glucosa en la sangre con regularidad. La diabetes no tratada puede causar complicaciones graves como ceguera y pérdida de miembros.

El cuerpo convierte la mayor parte de los alimentos que ingerimos en glucosa. Después de la digestión, la glucosa se suministra a las células a través de la sangre. Las células necesitan glucosa para vivir y la insulina debe estar presente para que la glucosa entre en las células. Normalmente, el cuerpo ajusta la concentración de insulina de forma automática, de acuerdo con la concentración de glucosa después de comer. Sin embargo, en una persona diabética, se produce una escasa o nula cantidad de insulina (diabetes tipo 1), o bien, se produce insulina, pero las células no pueden absorberla adecuadamente (diabetes tipo 2). El resultado es que la concentración de glucosa en la sangre es demasiado alta. Las personas normalmente tienen un intervalo de 70 a 120 mg de glucosa por decilitro de sangre. Una persona que no ha comido durante 8 horas o más, se diagnostica como diabética si su nivel de glucosa es de 126 mg/dL o más.

Los medidores de glucosa funcionan mediante la colocación de una gota de sangre de un individuo (por lo general, por un pinchazo del dedo) en una pequeña tira de papel, la cual contiene productos químicos que reaccionan con la glucosa. La inserción de la tira en un pequeño lector operado por una batería indica la concentración de glucosa (▼ **FIGURA 5.11**). El mecanismo de la lectura varía de un monitor a otro: algunos miden una pequeña corriente eléctrica y otros la luz producida en una reacción química. Dependiendo de la lectura en un día cualquiera, una persona diabética puede necesitar recibir una inyección de insulina o simplemente dejar de comer dulces durante un tiempo.

▲ **FIGURA 5.11 Medidor de glucosa.**

EJERCICIO RESUELTO 5.10 Conversión de gramos a moles

Calcule el número de moles de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 5.380 g de $C_6H_{12}O_6$.

SOLUCIÓN

Análisis Conocemos el número de gramos de una sustancia y su fórmula química, y se nos pide calcular el número de moles.

Estrategia La masa molar de una sustancia proporciona el factor para convertir gramos a moles. La masa molar de $C_6H_{12}O_6$ es 180.0 g/mol (ejercicio resuelto 5.9).

Solución Al utilizar 1 mol de $C_6H_{12}O_6$ = 180.0 g de $C_6H_{12}O_6$ para escribir el factor de conversión adecuado, tenemos

$$\text{Moles de } C_6H_{12}O_6 = (5.380 \text{ g } \cancel{C_6H_{12}O_6})\left(\frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180.0 \text{ g } \cancel{C_6H_{12}O_6}}\right) = 0.02989 \text{ mol } C_6H_{12}O_6$$

Comprobación Ya que 5.380 g es menor que la masa molar, una respuesta menor que un mol es razonable. El mol es la unidad adecuada. Los datos originales tenían cuatro cifras significativas, por lo que nuestra respuesta tiene cuatro cifras significativas.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuántos moles de bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) hay en 508 g de $NaHCO_3$?

Respuesta: 6.05 moles de $NaHCO_3$

EJERCICIO RESUELTO 5.11 Conversión de moles a gramos

Calcule la masa, en gramos, de 0.433 moles de nitrato de calcio.

SOLUCIÓN

Análisis Tenemos el número de moles y el nombre de una sustancia, y se nos pide calcular el número de gramos en la muestra.

Estrategia Para convertir moles a gramos, necesitamos la masa molar, la cual podemos calcular a través de la fórmula química y las masas atómicas.

Solución Como el ion calcio es Ca^{2+} y el ion nitrato es NO_3^-, el nitrato de calcio es $Ca(NO_3)_2$. Si sumamos las masas atómicas de los elementos del compuesto, obtenemos una masa fórmula de 164.1 uma. Al utilizar 1 mol de $Ca(NO_3)_2$ = 164.1 g de $Ca(NO_3)_2$ para escribir el factor de conversión adecuado, tenemos

$$\text{Gramos de } Ca(NO_3)_2 = (0.433 \cancel{\text{ mol } Ca(NO_3)_2})\left(\frac{164.1 \text{ g } Ca(NO_3)_2}{1 \cancel{\text{ mol } Ca(NO_3)_2}}\right) = 71.1 \text{ g } Ca(NO_3)_2$$

Comprobación El número de moles es menor que 1, por lo que el número de gramos debe ser menor que la masa molar, 164.1 g. Si utilizamos números redondeados para una estimación, tenemos $0.5 \times 150 = 75$ g, lo que significa que la magnitud de nuestra respuesta es razonable. Tanto las unidades (g) como el número de cifras significativas (3) son correctos.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuál es la masa, en gramos, de *a*) 6.33 moles de $NaHCO_3$, y *b*) 3.0×10^{-5} moles de ácido sulfúrico?

Respuestas: *a*) 532 g, *b*) 2.9×10^{-3} g

Conversión entre masas y números de partículas

El concepto de mol constituye un puente entre la masa y el número de partículas. Para ilustrar cómo funciona este puente, calculemos el número de átomos en una moneda antigua de cobre. La moneda pesa alrededor de 3 g y supondremos que es 100% de cobre:

$$\text{átomos de Cu} = (3 \cancel{\text{ g Cu}})\left(\frac{1 \cancel{\text{ mol Cu}}}{63.5 \cancel{\text{ g Cu}}}\right)\left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ átomos de Cu}}{1 \cancel{\text{ mol Cu}}}\right)$$

$$= 3 \times 10^{22} \text{ átomos de Cu}$$

Redondeamos nuestra respuesta a una cifra significativa porque utilizamos solo una cifra significativa para la masa de la moneda. Observe cómo el análisis dimensional proporciona una ruta directa para convertir gramos a número de átomos. La masa molar y el número de Avogadro se utilizan como factores de conversión para convertir gramos a moles y, luego, moles a átomos. Observe también que nuestra respuesta es un número muy grande. Cada vez que calcule el número de átomos, moléculas o iones de una muestra de materia cualquiera, es de esperar que la respuesta sea muy grande. En contraste, el número de moles de la muestra generalmente será mucho más pequeño, con frecuencia menor que 1.

El procedimiento general para convertir entre masa y número de unidades fórmula (átomos, moléculas, iones o lo que sea que represente la fórmula química) se resume en la ▼ **FIGURA 5.12**.

IMAGINE

¿Qué número usaría para convertir *a*) moles de CH_4 a gramos de CH_4 y *b*) el número de moléculas de CH_4 a moles de CH_4?

▲ **FIGURA 5.12** **Procedimiento para convertir entre masa y número de unidades fórmula de una sustancia.** El número de moles de la sustancia está en el centro del cálculo; por lo tanto, el concepto de mol puede considerarse como el puente entre la masa de una muestra, expresada en gramos, y el número de unidades fórmula contenido en la muestra.

EJERCICIO RESUELTO 5.12 Cálculo del número de moléculas y de átomos a partir de la masa

a) ¿Cuántas moléculas de glucosa hay en 5.23 g de $C_6H_{12}O_6$? *b*) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en esta muestra?

SOLUCIÓN

Análisis Se conoce el número de gramos y la fórmula química, y hay que calcular *a*) el número de moléculas y *b*) el número de átomos de O en la muestra.

***a*) Estrategia** La estrategia para determinar el número de moléculas en una cantidad determinada de sustancia se resume en la figura 5.12. Debemos convertir 5.23 g a moles de $C_6H_{12}O_6$ y, luego, convertir moles a moléculas de $C_6H_{12}O_6$. La primera conversión utiliza la masa molar de $C_6H_{12}O_6$: 180.0 g y la segunda conversión utiliza el número de Avogadro.

Solución Moléculas de $C_6H_{12}O_6$

$$= (5.23 \text{ g } \cancel{C_6H_{12}O_6})\left(\frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol } C_6H_{12}O_6}}{180.0 \text{ } \cancel{\text{g } C_6H_{12}O_6}}\right)\left(\frac{6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas } C_6H_{12}O_6}{1 \text{ } \cancel{\text{mol } C_6H_{12}O_6}}\right)$$

$$= 1.75 \times 10^{22} \text{ moléculas } C_6H_{12}O_6$$

Comprobación Debido a que la masa con que comenzamos es menor que un mol, debe haber menos de 6.02×10^{23} moléculas en la muestra, lo que significa que la magnitud de la respuesta es razonable. Podemos hacer una estimación aproximada de la respuesta: $5/200 = 2.5 \times 10^{-2}$ moles; $2.5 \times 10^{-2} \times 6 \times 10^{23} = 15 \times 10^{21} = 1.5 \times 10^{22}$ moléculas. Las unidades (moléculas) y las cifras significativas (tres) son adecuadas.

***b*) Estrategia** Para determinar el número de átomos de O, consideramos el hecho de que hay seis átomos de O en cada molécula de $C_6H_{12}O_6$. Por lo tanto, si multiplicamos el número de moléculas que se calcularon en *a*) por el factor (6 átomos de O/1 molécula de $C_6H_{12}O_6$), obtenemos el número de átomos de O.

Solución

$$\text{Átomos de O} = (1.75 \times 10^{22} \text{ } \cancel{\text{moléculas } C_6H_{12}O_6})\left(\frac{6 \text{ átomos O}}{1 \text{ } \cancel{\text{molécula } C_6H_{12}O_6}}\right)$$

$$= 1.05 \times 10^{23} \text{ átomos de O}$$

Comprobación La respuesta es 6 veces tan grande como la respuesta del inciso *a*), exactamente lo que debería ser. El número de cifras significativas (tres) y las unidades (átomos de O) son correctos.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

a) ¿Cuántas moléculas de ácido nítrico hay en 4.20 g de HNO_3? *b*) ¿Cuántos átomos de O hay en esta muestra?

Respuestas: *a*) 4.01×10^{22} moléculas de HNO_3, *b*) 1.20×10^{23} átomos de O

REFLEXIÓN

¿Comprendo la relación que existe entre el concepto de mol y el número de Avogadro? ¿Puedo realizar conversiones entre masas y número de partículas, y viceversa, en una sustancia dada?

ACTIVIDAD

1. Realice un pequeño glosario de los términos revisados en la sección 5.5; para ello, utilice tarjetas. Con esa información, realice un mapa conceptual.
2. *a*) ¿Qué es el número de Avogadro y cómo se relaciona con el mol? *b*) ¿Cuál es la relación entre la masa fórmula de una sustancia y su masa molar?
3. *a*) ¿Cuál es la masa, en gramos, de un mol de ^{12}C? *b*) ¿Cuántos átomos de carbono están presentes en un mol de ^{12}C?
4. Sin hacer cálculos detallados (pero utilizando la tabla periódica para obtener las masas atómicas), clasifique las siguientes muestras en orden creciente del número de átomos: 0.50 moles de H_2O, 23 g de Na, 6.0×10^{23} moléculas de N_2.
5. Calcule las siguientes cantidades:
   a) Masa, en gramos, de 0.105 moles de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$).
   b) Moles de $Zn(NO_3)_2$ en 143.50 g de esta sustancia.
   c) Número de moléculas en 1.0×10^{-6} moles de CH_3CH_2OH.
   d) Número de átomos de N en 0.410 moles de NH_3.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Calcule las siguientes cantidades.
   a) Masa, en gramos, de 1.50×10^{-2} moles de CdS.
   b) Número de moles de NH_4Cl en 86.6 g de esta sustancia.
   c) Número de moléculas en 8.447×10^{-2} moles de C_6H_6.
   d) Número de átomos de O en 6.25×10^{-3} moles de $Al(NO_3)_3$.
2. *a*) ¿Cuál es la masa, en gramos, de 2.50×10^{-3} moles de fosfato de amonio?
   b) ¿Cuántos moles de iones cloruro hay en 0.2550 g de cloruro de aluminio?
3. La fórmula molecular de la alicina, el compuesto responsable del aroma característico del ajo, es $C_6H_{10}OS_2$. *a*) ¿Cuál es la masa molar de la alicina? *b*) ¿Cuántos moles de alicina están presentes en 5.00 mg de esta sustancia? *c*) ¿Cuántas moléculas de alicina hay en 5.00 mg de esta sustancia? *d*) ¿Cuántos átomos de S están presentes en 5.00 mg de alicina?
4. La fórmula molecular del aspartame, el edulcorante artificial conocido como NutraSweet®, es $C_{14}H_{18}N_2O_5$. *a*) ¿Cuál es la masa molar del aspartame? *b*) ¿Cuántos moles de aspartame están presentes en 1.00 mg de aspartame? *c*) ¿Cuántas moléculas de aspartame están presentes en 1.00 mg de aspartame? *d*) ¿Cuántos átomos de hidrógeno están presentes en 1.00 mg de este edulcorante?
5. El nivel permisible de concentración del cloruro de vinilo, C_2H_3Cl, en la atmósfera de una planta química es de 2.0×10^{-6} g/L. ¿Cuántos moles de cloruro de vinilo por litro representa esto? ¿Cuántas moléculas por litro?

5.6 FÓRMULAS EMPÍRICAS A PARTIR DEL ANÁLISIS

Recordemos que la fórmula empírica de una sustancia nos dice el número relativo de átomos de cada elemento en la sustancia. La fórmula empírica H_2O indica que el agua contiene dos átomos de H por uno de O. Esta relación también se aplica en el nivel molar: 1 mol de H_2O contiene 2 moles de átomos de H y 1 mol de átomos de O. A la inversa, *la relación del número de moles de todos los elementos en un compuesto proporciona los subíndices de la fórmula empírica del compuesto*. De esta forma, el concepto de mol ofrece un medio para calcular fórmulas empíricas.

El mercurio y el cloro, por ejemplo, se combinan para formar un compuesto que es 73.9% de mercurio y 26.1% de cloro, en masa. Esto significa que si tuviéramos una muestra de 100.0 g del compuesto, esta contendría 73.9 g de mercurio y 26.1 g de cloro. (Muestras de cualquier tamaño se pueden utilizar en este tipo de problemas, pero por lo general se utilizan 100.0 g para simplificar el cálculo de la masa a partir del porcentaje). Usando masas atómicas para obtener masas molares, podemos calcular el número de moles de cada elemento en la muestra:

$$(73.9 \text{ g } \cancel{\text{Hg}})\left(\frac{1 \text{ mol Hg}}{200.6 \text{ g } \cancel{\text{Hg}}}\right) = 0.368 \text{ mol Hg}$$

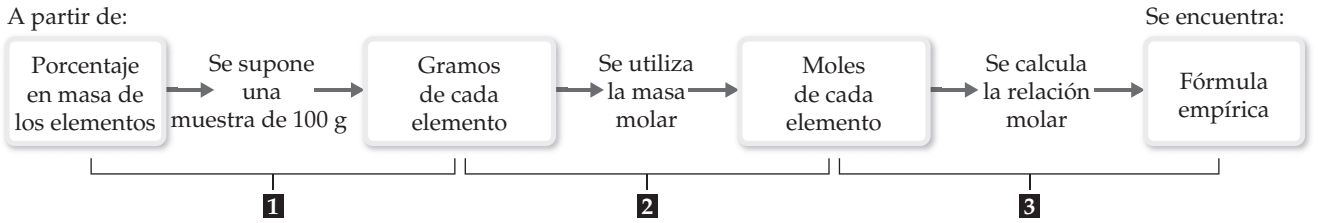
$$(26.1 \text{ g } \cancel{\text{Cl}})\left(\frac{1 \text{ mol Cl}}{35.5 \text{ g } \cancel{\text{Cl}}}\right) = 0.735 \text{ mol Cl}$$

Después dividimos el número más grande de moles entre el más pequeño para obtener una relación molar Cl:Hg

$$\frac{\text{moles de Cl}}{\text{moles de Hg}} = \frac{0.735 \text{ mol Cl}}{0.368 \text{ mol Hg}} = \frac{1.99 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol Hg}}$$

Debido a errores experimentales, los valores calculados para una relación molar pueden no ser números enteros, como en este cálculo. El número 1.99 es muy cercano a 2, por lo que podemos concluir con confianza que la fórmula empírica del compuesto es $HgCl_2$. La fórmula empírica es correcta, ya que sus subíndices son los números enteros más pequeños que expresan las *relaciones* de átomos presentes en el compuesto.

El procedimiento general para determinar fórmulas empíricas se describe en la ► **FIGURA 5.13**.



▲ **FIGURA 5.13 Procedimiento para calcular una fórmula empírica a partir de una composición porcentual.** La etapa clave en el cálculo es el paso 2, la determinación del número de moles de cada elemento en el compuesto.

PIÉNSELO UN POCO

¿Cuál es la relación molar de nitrógeno a hidrógeno en N_2H_4?

EJERCICIO RESUELTO 5.13 Cálculo de una fórmula empírica

El ácido ascórbico (vitamina C) contiene 40.92% de C, 4.58% de H y 54.50% de O en masa. ¿Cuál es la fórmula empírica del ácido ascórbico?

SOLUCIÓN

Análisis Vamos a determinar la fórmula empírica de un compuesto a partir de los porcentajes en masa de sus elementos.

Estrategia La estrategia para determinar la fórmula empírica implica los tres pasos descritos en la figura 5.13.

Solución

1. Para simplificar, suponemos que tenemos exactamente 100 g de material (aunque se podría utilizar cualquier masa). Por lo tanto, en 100 g de ácido ascórbico tenemos

40.92 g C, 4.58 g H y 54.50 g O.

2. Calculamos el número de moles de cada elemento:

$$\text{Moles de C} = (40.92\ \text{g}\cancel{\text{C}})\left(\frac{1\ \text{mol C}}{12.01\ \text{g}\cancel{\text{C}}}\right) = 3.407\ \text{mol C}$$

$$\text{Moles de H} = (4.58\ \text{g}\cancel{\text{H}})\left(\frac{1\ \text{mol H}}{1.008\ \text{g}\cancel{\text{H}}}\right) = 4.54\ \text{mol H}$$

$$\text{Moles de O} = (54.50\ \text{g}\cancel{\text{O}})\left(\frac{1\ \text{mol O}}{16.00\ \text{g}\cancel{\text{O}}}\right) = 3.406\ \text{mol O}$$

3. Determinamos la relación que produzca el número de moles entero más pequeño dividiendo cada número de moles entre el número más pequeño de moles:

$$\text{C: } \frac{3.407}{3.406} = 1.000 \quad \text{H: } \frac{4.54}{3.406} = 1.33 \quad \text{O: } \frac{3.406}{3.406} = 1.000$$

La relación para el H se aleja mucho de 1 para atribuir la diferencia a un error experimental; de hecho, está bastante cerca de $1\frac{1}{3}$. Esto sugiere que si multiplicamos las relaciones por 3, obtendremos números enteros:

$$\text{C:H:O} = 3(1\text{:}1.33\text{:}1) = 3\text{:}4\text{:}3$$

Así, la fórmula empírica es

$$C_3H_4O_3$$

Comprobación Es tranquilizador que los subíndices sean números enteros de tamaño moderado. Además, el cálculo de la composición porcentual de C_3H_8O da valores muy cercanos a los porcentajes originales.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Una muestra de 5.325 g de benzoato de metilo, un compuesto que se utiliza en la fabricación de perfumes, contiene 3.758 g de carbono, 0.316 g de hidrógeno y 1.251 g de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de esta sustancia?

Respuesta: C_4H_4O

Fórmulas moleculares a partir de fórmulas empíricas

Podemos obtener la fórmula molecular de cualquier compuesto a partir de su fórmula empírica si conocemos la masa molecular o la masa molar del compuesto. *Los subíndices en la*

fórmula molecular de una sustancia siempre son múltiplos enteros de los subíndices correspondientes en su fórmula empírica. Podemos encontrar este múltiplo dividiendo la masa molecular entre la masa de la fórmula empírica:

$$\text{Múltiplo entero} = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa de la fórmula empírica}} \qquad [5.11]$$

Por ejemplo, en el ejercicio resuelto 5.13, la fórmula empírica del ácido ascórbico se determinó como $C_3H_4O_3$; esto significa que la masa de la fórmula empírica es 3(12.0 uma) + 4(1.0 uma) + 3(16.0 uma) = 88.0 uma. La masa molecular determinada experimentalmente es de 176 uma. Así, nos encontramos con el múltiplo entero que convierte la fórmula empírica a la fórmula molecular dividiendo:

$$\text{Múltiplo entero} = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa de la fórmula empírica}} = \frac{176 \text{ uma}}{88.0 \text{ uma}} = 2$$

Como consecuencia, multiplicamos los subíndices en la fórmula empírica por este múltiplo para obtener la fórmula molecular: $C_6H_8O_6$.

EJERCICIO RESUELTO 5.14 Determine una fórmula molecular

El mesitileno, un hidrocarburo que se encuentra en el petróleo crudo, tiene una fórmula empírica de C_3H_4 y una masa molecular de 121 uma determinado experimentalmente. ¿Cuál es la fórmula molecular?

SOLUCIÓN

Análisis Conocemos la fórmula empírica y la masa molecular, y se nos pide determinar la fórmula molecular.

Estrategia Los subíndices de la fórmula molecular de un compuesto son múltiplos enteros de los subíndices de su fórmula empírica. Encontramos el múltiplo adecuado utilizando la ecuación 5.11.

Solución La masa fórmula de la fórmula empírica C_3H_4 es:

$$3(12.0 \text{ uma}) + 4(1.0 \text{ uma}) = 40.0 \text{ uma}$$

Después usamos este valor en la ecuación 5.11:

$$\text{Múltiplo entero} = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa de la fórmula empírica}} = \frac{121}{40.0} = 3.02$$

Solo las relaciones con números enteros tienen sentido físico, porque las moléculas contienen átomos enteros. En este caso, el 3.02 podría resultar de un pequeño error experimental en la masa molecular. Por lo tanto, multiplicamos por 3 cada subíndice de la fórmula empírica para obtener la fórmula molecular: C_9H_{12}.

Comprobación Podemos confiar en el resultado porque al dividir la masa molecular entre la masa de la fórmula empírica casi obtenemos un número entero.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

El etilenglicol, utilizado en el anticongelante para automóviles, contiene 38.7% de C, 9.7% de H y 51.6% de O en masa. Su masa molar es 62.1 g/mol. *a*) ¿Cuál es la fórmula empírica del etilenglicol? *b*) ¿Cuál es su fórmula molecular?

Respuestas: *a*) CH_3O, *b*) $C_2H_6O_2$

REFLEXIÓN

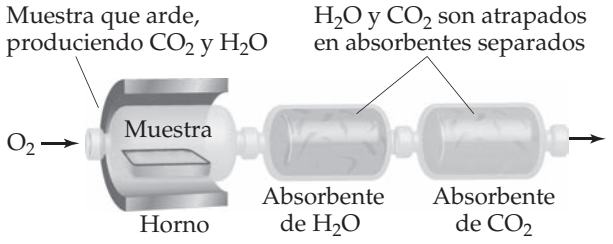
¿Comprendo la diferencia entre fórmula empírica y fórmula molecular?

Análisis por combustión

Una técnica para la determinación de fórmulas empíricas en el laboratorio es el *análisis por combustión*, comúnmente utilizado para compuestos que contienen principalmente carbono e hidrógeno.

Cuando un compuesto que contiene carbono e hidrógeno arde por completo en un aparato como el que se ilustra en la ► **FIGURA 5.14**, el carbono se convierte en CO_2, y el hidrógeno en H_2O. Las cantidades producidas de CO_2 y H_2O se determinan midiendo el in-

cremento en la masa de los absorbentes de CO_2 y H_2O. A partir de las masas de CO_2 y H_2O podemos calcular el número de moles de C y H en la muestra original y, por lo tanto, en la fórmula empírica. Si un tercer elemento está presente en el compuesto, su masa puede determinarse restando las masas medidas de C y H de la masa de la muestra original.



◀ **FIGURA 5.14** **Aparato para análisis por combustión.**

EJERCICIO RESUELTO 5.15 Cómo determinar una fórmula empírica a través del análisis por combustión

El alcohol isopropílico, una sustancia que se vende como alcohol para fricciones, se compone de C, H y O. La combustión de 0.255 g de alcohol isopropílico produce 0.561 g de CO_2 y 0.306 g de H_2O. Determine la fórmula empírica del alcohol isopropílico.

SOLUCIÓN

Análisis Se nos indicó que el alcohol isopropílico contiene átomos de C, H y O, y tenemos las cantidades de CO_2 y H_2O producidas cuando una cantidad determinada de alcohol arde. Debemos determinar la fórmula empírica del alcohol isopropílico, para lo cual se requiere que calculemos el número de moles de C, H y O en la muestra.

Estrategia Podemos utilizar el concepto de mol para calcular el número de gramos de C presentes en el CO_2, y el número de gamos de H presentes en el H_2O. Estas son las masas de C y H presentes en el alcohol isopropílico antes de la combustión. La masa de O en el compuesto es igual a la masa de la muestra original menos la suma de las masas de C y H. Una vez que tenemos las masas de C, H y O, podemos proceder como en el ejercicio resuelto 5.13.

Solución

Para calcular la masa de C a partir de la masa medida de CO_2, primero utilizamos la masa molar del CO_2, 44.0 g/mol, para convertir gramos de CO_2 a moles de CO_2. Como cada molécula de CO_2 solo tiene 1 átomo de C, hay 1 mol de átomos de C por mol de moléculas de CO_2. Este hecho nos permite convertir los moles de CO_2 a moles de C. Por último, utilizamos la masa molar del C, 12.0 g, para convertir moles de C a gramos de C.

$$\text{Gramos de C} = (0.561\ \text{g}\ \cancel{CO_2})\left(\frac{1\ \text{mol}\ \cancel{CO_2}}{44.0\ \text{g}\ \cancel{CO_2}}\right)\left(\frac{1\ \cancel{\text{mol C}}}{1\ \text{mol}\ \cancel{CO_2}}\right)\left(\frac{12.0\ \text{g C}}{1\ \cancel{\text{mol C}}}\right) = 0.153\ \text{g C}$$

El cálculo para determinar la masa de H a partir de la masa de H_2O es similar, aunque debemos recordar que hay 2 moles de átomos de H por 1 mol de moléculas de H_2O:

$$\text{Gramos de H} = (0.306\ \text{g}\ \cancel{H_2O})\left(\frac{1\ \text{mol}\ \cancel{H_2O}}{18.0\ \text{g}\ \cancel{H_2O}}\right)\left(\frac{2\ \cancel{\text{mol H}}}{1\ \text{mol}\ \cancel{H_2O}}\right)\left(\frac{1.01\ \text{g H}}{1\ \cancel{\text{mol H}}}\right) = 0.0343\ \text{g H}$$

La masa de la muestra, 0.255 g, es la suma de las masas de C, H y O. Por lo tanto, la masa de O es:

$$\begin{aligned}\text{Masa de O} &= \text{masa de la muestra} - (\text{masa de C} + \text{masa de H})\\ &= 0.255\ \text{g} - (0.153\ \text{g} + 0.0343\ \text{g}) = 0.068\ \text{g O}\end{aligned}$$

Por lo tanto, el número de moles de C, H y O en la muestra es:

$$\text{Moles de C} = (0.153\ \text{g}\ \cancel{C})\left(\frac{1\ \text{mol C}}{12.0\ \text{g}\ \cancel{C}}\right) = 0.0128\ \text{mol C}$$

$$\text{Moles de H} = (0.0343\ \text{g}\ \cancel{H})\left(\frac{1\ \text{mol H}}{1.01\ \text{g}\ \cancel{H}}\right) = 0.0340\ \text{mol H}$$

$$\text{Moles de O} = (0.068\ \text{g}\ \cancel{O})\left(\frac{1\ \text{mol O}}{16.0\ \text{g}\ \cancel{O}}\right) = 0.0043\ \text{mol O}$$

Para encontrar la fórmula empírica, debemos comparar el número relativo de moles de cada elemento en la muestra. Encontramos el número relativo de moles dividiendo cada uno de nuestros números de moles calculados entre el número más pequeño:

$$\text{C: } \frac{0.0128}{0.0043} = 3.0 \quad \text{H: } \frac{0.0340}{0.0043} = 7.9 \quad \text{O: } \frac{0.0043}{0.0043} = 1.0$$

Los dos primeros números están muy cerca de los números enteros 3 y 8, lo que nos da la fórmula empírica:

C_3H_8O.

Comprobación Los subíndices resultaron números enteros de tamaño moderado, como se esperaba.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

a) El ácido caproico, al que se debe el desagradable olor de los calcetines sucios, se compone de átomos de C, H y O. La combustión de una muestra de 0.225 g de este compuesto produce 0.512 g de CO_2 y 0.209 g de H_2O. ¿Cuál es la fórmula empírica del ácido caproico? *b*) El ácido caproico tiene una masa molar de 116 g/mol. ¿Cuál es su fórmula molecular?

Respuestas: *a*) C_3H_6O, *b*) $C_6H_{12}O_2$

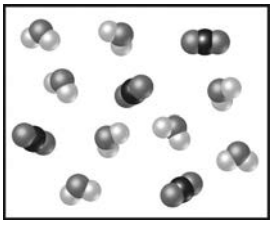
PIÉNSELO UN POCO

En el ejercicio resuelto 5.15, ¿cómo explica el hecho de que las relaciones C:H:O calculadas son 3.0:7.9:1.0, en lugar de los enteros exactos 3:8:1?

ACTIVIDAD

1. Investigue en diversas fuentes la importancia de la determinación de la fórmula empírica y la fórmula mínima, y con esta información realice un escrito de media cuartilla donde describa lo solicitado, sin faltas de ortografía y citando al menos tres autores diferentes.

2. El siguiente diagrama representa el grupo de moléculas de CO_2 y H_2O formado por la combustión completa de un hidrocarburo. ¿Cuál es la fórmula empírica del hidrocarburo?



PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice los siguientes ejercicios en hojas blancas, sin omitir operaciones.

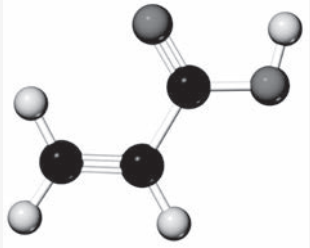
1. Escriba la fórmula empírica de cada uno de los siguientes compuestos, si una muestra contiene: *a*) 0.0130 moles de C, 0.0390 moles de H y 0.0065 moles de O; *b*) 11.66 g de hierro y 5.01 g de oxígeno; *c*) 40.0% de C, 6.7% de H y 53.3% de O en masa.

2. Determine las fórmulas empíricas de los compuestos con las siguientes composiciones en masa:
a) 10.4% de C, 27.8% de S y 61.7% de Cl
b) 21.7% de C, 9.6% de O y 68.7% de F
c) 32.79% de Na, 13.02% de Al y el resto de F

3. ¿Cuál es la fórmula molecular de cada uno de los siguientes compuestos?
a) Fórmula empírica CH_2, masa molar = 84 g/mol
b) Fórmula empírica NH_2Cl, masa molar = 51.5 g/mol

4. Determine las fórmulas empírica y molecular de cada una de las siguientes sustancias:
a) El estireno, un compuesto utilizado para elaborar vasos de poliestireno (Styrofoam®) y aislantes, contiene 92.3% de C y 7.7% de H en masa, y tiene una masa molar de 104 g/mol.
b) La cafeína, un estimulante que se encuentra en el café, contiene 49.5% de C, 5.15% de H, 28.9% de N y 16.5% de O en masa, y tiene una masa molar de 195 g/mol.
c) El glutamato monosódico (GMS), un intensificador de sabor que se añade a ciertos alimentos, contiene 35.51% de C, 4.77% de H, 37.85% de O, 8.29% de N y 13.60% de Na, y tiene una masa molar de 169 g/mol.

5. El ácido propenoico, como se muestra aquí,



es un reactivo orgánico líquido utilizado en la fabricación de plásticos, recubrimientos y adhesivos. Se cree que un contenedor sin etiqueta contiene este ácido. Una muestra de 0.2033 g se quema en un aparato tal como el de la figura 5.14. La ganancia en masa del absorbente de H_2O es 0.102 g, mientras que la del absorbente de CO_2 es de 0.374 g. ¿Este análisis es coherente con el contenido del recipiente si este es ácido propenoico?

5.7 CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

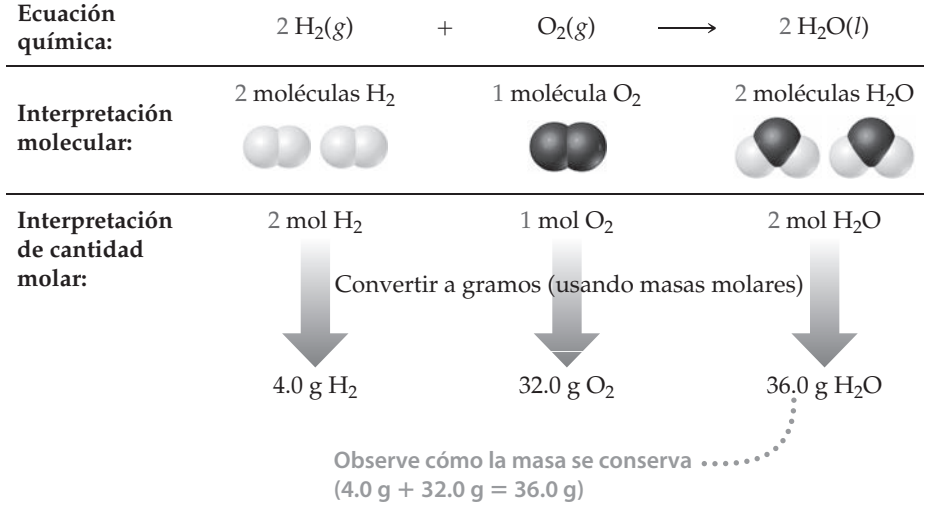
La asociación de los conceptos revisados a lo largo de esta unidad tiene como finalidad que realice determinaciones de masa a partir de ecuaciones químicas. Los coeficientes en una ecuación química representan los números relativos de moléculas en una reacción. El concepto de mol nos permite convertir esta información en las masas de las sustancias de la reacción. Por ejemplo, los coeficientes en la ecuación balanceada

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(l) \qquad [5.12]$$

indican que dos moléculas de H_2 reaccionan con cada molécula de O_2 para formar dos moléculas de H_2O. De ello se deduce que los números relativos de moles son idénticos a los números relativos de moléculas:

$2\ H_2(g)$	+	$O_2(g)$	$\longrightarrow$	$2\ H_2O(l)$
2 moléculas		1 molécula		2 moléculas
$2(6.02 \times 10^{23}$ moléculas)		$1(6.02 \times 10^{23}$ moléculas)		$2(6.02 \times 10^{23}$ moléculas)
2 mol		1 mol		2 mol

Podemos generalizar esta observación para todas las ecuaciones químicas balanceadas: *los coeficientes de una ecuación química balanceada indican tanto los números relativos de moléculas (o unidades fórmula) en la reacción como los números relativos de moles.* La ▼ **FIGURA 5.15** muestra cómo estos resultados son congruentes con la ley de la conservación de la masa.



► **FIGURA 5.15** **Interpretación de una ecuación química balanceada cuantitativamente.**

Las cantidades 2 moles de H_2, 1 mol de O_2 y 2 moles de H_2O, las cuales están indicadas por los coeficientes de la ecuación 5.12, se conocen como *cantidades estequiométricamente equivalentes*. La relación entre estas cantidades se representa como

$$2 \text{ mol } H_2 \mathrel{\widehat{=}} 1 \text{ mol } O_2 \mathrel{\widehat{=}} 2 \text{ mol } H_2O$$

donde el símbolo $\mathrel{\widehat{=}}$ significa "es estequiométricamente equivalente a". Estas relaciones estequiométricas pueden utilizarse para convertir entre cantidades de reactivos y productos en una reacción química. Por ejemplo, el número de moles de H_2O producidos a partir de 1.57 moles de O_2 es:

$$\text{Moles de } H_2O = (1.57 \cancel{\text{ mol } O_2})\left(\frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \cancel{\text{ mol } O_2}}\right) = 3.14 \text{ mol } H_2O$$

PIÉNSELO UN POCO

Cuando 1.57 moles de O_2 reaccionan con H_2 para formar H_2O, ¿cuántos moles de H_2 se consumen en el proceso?

Como ejemplo adicional, considere la combustión del butano (C_4H_{10}), el combustible que se encuentra en los encendedores:

$$2\ C_4H_{10}(l) + 13\ O_2(g) \longrightarrow 8\ CO_2(g) + 10\ H_2O(g) \qquad [5.13]$$

Calculemos la masa de CO_2 producida cuando se quema 1.00 g de C_4H_{10}. Los coeficientes de la ecuación 5.13 nos indican cómo la cantidad de C_4H_{10} consumida se relaciona con la cantidad de CO_2 producida: 2 moles de $C_4H_{10} \mathrel{\widehat{=}}$ 8 moles de CO_2. Para utilizar esta relación estequiométrica, debemos convertir los gramos de C_4H_{10} en moles usando la masa molar de C_4H_{10}, 58.0 g/mol:

$$\text{Moles de } C_4H_{10} = (1.00 \cancel{\text{ g } C_4H_{10}})\left(\frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{58.0 \cancel{\text{ g } C_4H_{10}}}\right)$$

$$= 1.72 \times 10^{-2} \text{ mol } C_4H_{10}$$

Entonces podemos utilizar el factor estequiométrico de la ecuación balanceada para calcular los moles de CO_2:

$$\text{Moles de } CO_2 = (1.72 \times 10^{-2} \cancel{\text{ mol } C_4H_{10}})\left(\frac{8 \text{ mol } CO_2}{2 \cancel{\text{ mol } C_4H_{10}}}\right)$$

$$= 6.88 \times 10^{-2} \text{ mol } CO_2$$

Por último, usamos la masa molar de CO_2, 44.0 g/mol, para calcular la masa de CO_2, en gramos:

$$\text{Gramos de } CO_2 = (6.88 \times 10^{-2} \cancel{\text{ mol } CO_2})\left(\frac{44.0 \text{ g } CO_2}{1 \cancel{\text{ mol } CO_2}}\right)$$

$$= 3.03 \text{ g } CO_2$$

Esta secuencia de conversión implica tres pasos, como se ilustra en la ▶ **FIGURA 5.16**. Estas tres conversiones se pueden combinar en una sola ecuación:

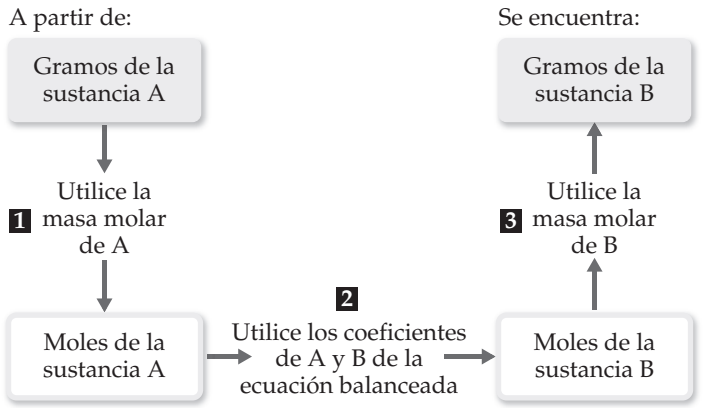
$$\text{Gramos de } CO_2 = (1.00 \cancel{\text{ g } C_4H_{10}})\left(\frac{1 \cancel{\text{ mol } C_4H_{10}}}{58.0 \cancel{\text{ g } C_4H_{10}}}\right)\left(\frac{8 \cancel{\text{ mol } CO_2}}{2 \cancel{\text{ mol } C_4H_{10}}}\right)\left(\frac{44.0 \text{ g } CO_2}{1 \cancel{\text{ mol } CO_2}}\right)$$

$$= 3.03 \text{ g } CO_2$$

Para calcular la cantidad de O_2 consumida en la reacción de la ecuación 5.13 podemos basarnos una vez más en los coeficientes de la ecuación balanceada para obtener el factor estequiométrico: 2 moles de $C_4H_{10} \mathrel{\widehat{=}}$ 13 moles de O_2:

$$\text{Gramos de } O_2 = (1.00 \cancel{\text{ g } C_4H_{10}})\left(\frac{1 \cancel{\text{ mol } C_4H_{10}}}{58.0 \cancel{\text{ g } C_4H_{10}}}\right)\left(\frac{13 \cancel{\text{ mol } O_2}}{2 \cancel{\text{ mol } C_4H_{10}}}\right)\left(\frac{32.0 \text{ g } O_2}{1 \cancel{\text{ mol } O_2}}\right)$$

$$= 3.59 \text{ g } O_2$$



◀ **FIGURA 5.16 Procedimiento para calcular cantidades de reactivos consumidos o de productos formados en una reacción.** Es posible calcular en tres pasos el número de gramos de un reactivo consumido o de un producto formado en una reacción, comenzando con el número de gramos de uno de los otros reactivos o productos. Observe cómo se utilizan las masas molares y los coeficientes de la ecuación balanceada.

PIÉNSELO UN POCO

Si 20.00 g de un compuesto reaccionan completamente con 30.00 g de otro compuesto en una reacción de combinación, ¿cuántos gramos de producto se forman?

EJERCICIO RESUELTO 5.16 Cálculo de cantidades de reactivos y productos

Determine cuántos gramos de agua se producen en la oxidación de 1.00 g de glucosa, $C_6H_{12}O_6$:

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6\,O_2(g) \longrightarrow 6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(l)$$

SOLUCIÓN

Análisis Conocemos la masa de un reactivo y se nos pide determinar la masa de un producto en la reacción que tiene lugar.

Estrategia La estrategia general, como describe la figura 5.16, incluye tres pasos:

1. Convertir gramos de $C_6H_{12}O_6$ a moles usando la masa molar de $C_6H_{12}O_6$.
2. Convertir los moles de $C_6H_{12}O_6$ a moles de H_2O usando la relación estequiométrica 1 mol de $C_6H_{12}O_6 \simeq 6$ moles de H_2O.
3. Convertir los moles de H_2O a gramos usando la masa molar de H_2O.

Solución

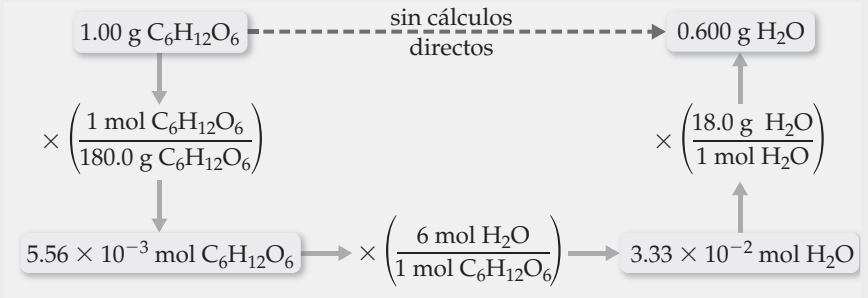
1. Moles de $C_6H_{12}O_6 = (1.00\ \text{g}\ \cancel{C_6H_{12}O_6})\left(\dfrac{1\ \text{mol}\ C_6H_{12}O_6}{180.0\ \text{g}\ \cancel{C_6H_{12}O_6}}\right)$

2. Moles de $H_2O = (1.00\ \text{g}\ \cancel{C_6H_{12}O_6})\left(\dfrac{1\ \cancel{\text{mol}}\ \cancel{C_6H_{12}O_6}}{180.0\ \text{g}\ \cancel{C_6H_{12}O_6}}\right)\left(\dfrac{6\ \text{mol}\ H_2O}{1\ \cancel{\text{mol}}\ \cancel{C_6H_{12}O_6}}\right)$

3. Gramos de $H_2O = (1.00\ \text{g}\ \cancel{C_6H_{12}O_6})\left(\dfrac{1\ \cancel{\text{mol}}\ \cancel{C_6H_{12}O_6}}{180.0\ \text{g}\ \cancel{C_6H_{12}O_6}}\right)\left(\dfrac{6\ \cancel{\text{mol}}\ \cancel{H_2O}}{1\ \cancel{\text{mol}}\ \cancel{C_6H_{12}O_6}}\right)\left(\dfrac{18.0\ \text{g}\ H_2O}{1\ \cancel{\text{mol}}\ \cancel{H_2O}}\right)$

$= 0.600\ \text{g}\ H_2O$

Los pasos se resumen en un diagrama como el de la figura 5.16:



Comprobación Podemos comprobar cómo nuestro resultado es razonable haciendo un cálculo aproximado de la masa de H_2O. Como la masa molar de la glucosa es 180 g/mol, 1 gramo de glucosa es igual a 1/180 mol. Puesto que un mol de glucosa da 6 moles de H_2O, tendríamos $6/180 = 1/30$ moles de H_2O. La masa molar del agua es 18 g/mol, por lo que tenemos $1/30 \times 18 = 6/10 = 0.6$ g de H_2O, lo que concuerda con el cálculo completo. Las unidades, gramos de H_2O, son correctas. Los datos iniciales tienen tres cifras significativas, por lo que tres cifras significativas en la respuesta son correctas.

Comentario Un adulto promedio ingiere 2 L de agua al día y elimina 2.4 L. El 0.4 L "adicional" se produce en el metabolismo de los alimentos, como la oxidación de la glucosa. Por otra parte, la rata del desierto (rata canguro) aparentemente nunca bebe agua. Sobrevive con su agua metabólica.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

La descomposición de $KClO_3$ se utiliza en general para preparar pequeñas cantidades de O_2 en el laboratorio: $2\,KClO_3(s) \longrightarrow 2\,KCl(s) + 3\,O_2(g)$. ¿Cuántos gramos de O_2 se pueden obtener a partir de 4.50 g de $KClO_3$?

Respuesta: 1.77 g

EJERCICIO RESUELTO 5.17 Cálculo de cantidades de reactivos y de productos

El hidróxido de litio sólido se utiliza en vehículos espaciales para eliminar el dióxido de carbono que exhalan los astronautas. El hidróxido reacciona con el dióxido de carbono para formar carbonato de litio sólido y agua líquida. ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono puede absorber 1.00 g de hidróxido de litio?

SOLUCIÓN

Análisis Se nos da una descripción verbal de una reacción y se nos pide calcular el número de gramos de un reactivo que reacciona con 1.00 g de otro.

Estrategia Se utiliza la descripción verbal de la reacción para escribir una ecuación balanceada:

$$2\,LiOH(s) + CO_2(g) \longrightarrow Li_2CO_3(s) + H_2O(l)$$

Conocemos la masa en gramos de LiOH y se nos pide calcular la masa en gramos de CO_2. Podemos realizar esta tarea siguiendo los tres pasos de la conversión de la figura 5.16. La conversión de la etapa 1 requiere la masa molar de LiOH ($6.94 + 16.00 + 1.01 = 23.95$ g/mol). La conversión de la etapa 2 se basa en una relación estequiométrica de la ecuación química balanceada: 2 moles de LiOH $\triangleq$ 1 mol de CO_2. Para la etapa de conversión 3 se utiliza la masa molar de CO_2: $12.01 + 2(16.00) = 44.01$ g/mol.

Solución

$$(1.00\ \text{g}\ \cancel{\text{LiOH}})\left(\frac{1\ \cancel{\text{mol LiOH}}}{23.95\ \cancel{\text{g LiOH}}}\right)\left(\frac{1\ \cancel{\text{mol CO}_2}}{2\ \cancel{\text{mol LiOH}}}\right)\left(\frac{44.01\ \text{g CO}_2}{1\ \cancel{\text{mol CO}_2}}\right) = 0.919\ \text{g CO}_2$$

Comprobación Observe que 23.95 g de LiOH/mol $\approx$ 24 g de LiOH/mol, por lo que 24 g de LiOH/mol $\times$ 2 mol de LiOH = 48 g de LiOH, y (44 g de CO_2/mol)/(48 g de LiOH) es ligeramente menor que 1. La magnitud de la respuesta, 0.919 g de CO_2, es razonable si nos basamos en la cantidad inicial de LiOH; las cifras significativas y las unidades también son adecuadas.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

El propano, C_3H_8 (figura 5.8), es un combustible común utilizado para cocinar y en calefacción. ¿Qué masa de O_2 se consume en la combustión de 1.00 g de propano?

Respuesta: 3.64 g

REFLEXIÓN

¿Determino de manera correcta, a partir de una ecuación balanceada, la masa de productos formados y reactivos necesarios para llevar a cabo dicha reacción?

ACTIVIDAD

1. Realice una rueda de atributos, colocando en el centro "ecuación química balanceada" y describa alrededor de la misma la información cualitativa y cuantitativa que nos proporciona.
2. ¿Por qué es indispensable utilizar ecuaciones químicas balanceadas para determinar la cantidad de un producto que se forma a partir de una determinada cantidad de reactivo?
3. ¿Qué partes de una ecuación química balanceada dan información acerca de los números relativos de moles de los reactivos y de los productos que intervienen en una reacción?
4. Para convertir moles a gramos de sustancia, ¿qué datos debe conocer?
5. ¿Cuál es la relación entre mol y el número de Avogadro?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice las siguientes actividades sin omitir operaciones ni unidades.

1. Una muestra de la hormona sexual masculina conocida como testosterona, $C_{19}H_{28}O_2$, contiene 3.88×10^{21} átomos de hidrógeno. *a*) ¿Cuántos átomos de carbono contiene? *b*) ¿Cuántas moléculas de testosterona contiene? *c*) ¿Cuántos moles de testosterona contiene? *d*) ¿Cuál es la masa de esta muestra en gramos?
2. *a*) ¿Cuál es la masa, en gramos, de 7.70×10^{20} moléculas de cafeína, $C_8H_{10}N_4O_2$?
   b) ¿Cuál es la masa molar del colesterol si 0.00105 moles tienen una masa de 0.406 g?
3. El ácido fluorhídrico, HF(*ac*), no se puede almacenar en botellas de vidrio debido a que los compuestos llamados silicatos que existen en el vidrio reaccionan con el HF(*ac*). Por ejemplo, el silicato de sodio (Na_2SiO_3) reacciona de la siguiente manera:

   $Na_2SiO_3(s) + 8\ HF(ac) \longrightarrow H_2SiF_6(ac) + 2\ NaF(ac) + 3\ H_2O(l)$

   a) ¿Cuántos moles de HF se necesitan para reaccionar con 0.300 moles de Na_2SiO_3?

   b) ¿Cuántos gramos de NaF se forman cuando 0.500 moles de HF reaccionan con Na_2SiO_3 en exceso?

   c) ¿Cuántos gramos de Na_2SiO_3 pueden reaccionar con 0.800 g de HF?
4. Diversas marcas de antiácidos utilizan $Al(OH)_3$ para que reaccione con el ácido estomacal, el cual contiene principalmente HCl:

   $Al(OH)_3(s) + HCl(ac) \longrightarrow AlCl_3(ac) + H_2O(l)$

   a) Balancee la ecuación.
   b) Calcule el número de gramos de HCl que pueden reaccionar con 0.500 g de $Al(OH)_3$.
   c) Calcule el número de gramos de $AlCl_3$ y el número de gramos de H_2O formados al reaccionar 0.500 g de $Al(OH)_3$.
   d) Demuestre que sus cálculos en los incisos *b*) y *c*) son congruentes con la ley de conservación de la masa.
5. Una mena de hierro contiene Fe_2O_3 junto con otras sustancias. La reacción del compuesto de hierro con CO produce hierro metálico:

   $Fe_2O_3(s) + CO(g) \longrightarrow Fe(s) + CO_2(g)$

   a) Balancee la ecuación.
   b) Calcule el número de gramos de CO que pueden reaccionar con 0.350 kg de Fe_2O_3.
   c) Calcule el número de gramos de Fe y el número de gramos de CO_2 formados al reaccionar 0.350 kg de Fe_2O_3.
   d) Demuestre que sus cálculos en los incisos *b*) y *c*) son congruentes con la ley de la conservación de la masa.
6. El sulfuro de aluminio reacciona con agua para formar hidróxido de aluminio y sulfuro de hidrógeno. *a*) Escriba la ecuación química balanceada para esta reacción. *b*) ¿Cuántos gramos de hidróxido de aluminio se obtienen a partir de 14.2 g de sulfuro de aluminio?

5.8 REACTIVOS LIMITANTES

Suponga que desea preparar varios emparedados usando una rebanada de queso y dos rebanadas de pan para cada uno. Si consideramos que P = pan, Q = queso y P_2Q = emparedado, la receta para elaborar un emparedado podría representarse como una ecuación química:

$$2\,P + Q \longrightarrow P_2Q$$

Si tiene 10 rebanadas de pan y 7 de queso, podrá preparar solamente cinco emparedados antes de quedarse sin pan. Tendrá dos rebanadas de queso sobrantes. La cantidad de pan disponible limita el número de emparedados.

Una situación análoga ocurre en las reacciones químicas cuando uno de los reactivos se consume antes que los demás. La reacción se detiene tan pronto como se consume en su totalidad cualquiera de los reactivos, dejando los reactivos en exceso como sobrantes. Por ejemplo, suponga que tenemos una mezcla de 10 moles de H_2 y 7 moles de O_2, los cuales reaccionan para formar agua:

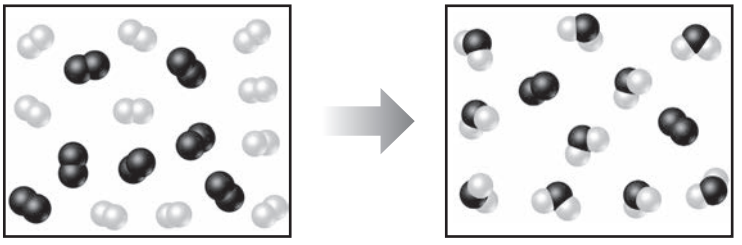
$$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(g)$$

Como 2 moles de $H_2 \simeq 1$ mol de O_2, el número de moles de O_2 necesario para reaccionar con todo el H_2 es

$$\text{Moles de } O_2 = (10\ \cancel{\text{mol } H_2})\left(\frac{1\ \text{mol } O_2}{2\ \cancel{\text{mol } H_2}}\right) = 5\ \text{mol } O_2$$

IMAGINE

Si el O_2 hubiera sido el reactivo limitante, ¿cuántos moles de H_2O se habrían formado?



▲ **FIGURA 5.17 Reactivo limitante.** Puesto que el H_2 se consumió por completo, es el reactivo limitante. Como algunos O_2 quedan después de que la reacción se completa, el O_2 es el reactivo en exceso. La cantidad de H_2O producida depende de la cantidad del reactivo limitante, H_2.

Como teníamos disponibles 7 moles de O_2 al inicio de la reacción, 7 moles de O_2 − 5 moles de O_2 = 2 moles de O_2 todavía estarán presentes cuando se consuma todo el H_2.

El reactivo que se consume totalmente en una reacción se conoce como **reactivo limitante**, ya que determina o limita, la cantidad de producto formado. Los otros reactivos a veces se conocen como *reactivos en exceso*. En nuestro ejemplo, que se ilustra en la ◀ **FIGURA 5.17**, el H_2 es el reactivo limitante, lo que significa que una vez que se consuma todo el H_2, la reacción se detendrá. El O_2 es el reactivo en exceso y algo de él queda cuando la reacción se detiene.

No existen restricciones sobre las cantidades iniciales de reactivos en una reacción cualquiera. De hecho, muchas reacciones se llevan a cabo utilizando un reactivo en exceso. Sin embargo, las cantidades de los reactivos consumidos y las cantidades de los productos formados están restringidas por la cantidad del reactivo limitante. Por ejemplo, cuando una reacción de combustión se lleva a cabo al aire libre, hay oxígeno de sobra y, por lo tanto, este es el reactivo en exceso. Si su automóvil se queda sin gasolina mientras maneja, el coche se detiene porque la gasolina es el reactivo limitante en la reacción de combustión que le permite desplazarse.

Antes de dejar el ejemplo que se ilustra en la figura 5.17, vamos a resumir los datos:

	$2\,H_2(g)$	**+**	**$O_2(g)$**	**⟶**	**$2\,H_2O(g)$**
Cantidades iniciales:	10 mol		7 mol		0 mol
Cambio (reacción):	−10 mol		−5 mol		+10 mol
Cantidades finales:	0 mol		2 mol		10 mol

La segunda línea de la tabla (cambio) resume las cantidades de los reactivos consumidos (el consumo se indica con los signos menos) y la cantidad de producto formado (indicada con el signo +). Estas cantidades están restringidas por la cantidad de reactivo limitante y dependen de los coeficientes de la ecuación balanceada. La relación molar H_2:O_2:H_2O = 10:5:10 conforma la relación de los coeficientes en la ecuación balanceada, 2:1:2. Las cantidades finales, las cuales dependen de las cantidades iniciales y sus cambios, se obtienen sumando la cantidad inicial y la cantidad de cambio para cada columna. No queda cantidad alguna del reactivo limitante (H_2) al final de la reacción; lo que queda son 2 moles de O_2 (reactivo en exceso) y 10 moles de H_2O (producto).

EJERCICIO RESUELTO 5.18 Cálculo de la cantidad de producto formado a partir de un reactivo limitante

El proceso comercial más importante para convertir el N_2 del aire en compuestos que contengan nitrógeno se basa en la reacción de N_2 y H_2 para formar amoniaco (NH_3):

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \longrightarrow 2\,NH_3(g)$$

¿Cuántos moles de NH_3 pueden formarse a partir de 3.0 moles de N_2 y 6.0 moles de H_2?

SOLUCIÓN

Análisis Se nos pide calcular el número de moles de producto, NH_3, dadas las cantidades de cada reactivo, N_2 y H_2, disponibles en una reacción. Este es un problema de reactivo limitante.

Estrategia Si suponemos que un reactivo se consumió totalmente, podemos calcular cuánto del segundo reactivo se necesita. Si comparamos la cantidad calculada del segundo reactivo con la cantidad disponible, podemos determinar cuál es el reactivo limitante. Después continuamos con el cálculo, utilizando la cantidad del reactivo limitante.

Solución

El número de moles de H_2 necesario para consumir totalmente 3.0 moles de N_2 es:

$$\text{Moles de } H_2 = (3.0 \cancel{\text{ mol } N_2})\left(\frac{3 \text{ mol } H_2}{1 \cancel{\text{ mol } N_2}}\right) = 9.0 \text{ mol } H_2$$

Como solo están disponibles 6.0 moles de H_2, nos quedaremos sin H_2 antes de que se termine el N_2, por lo que el H_2 será el reactivo limitante. Utilizamos la cantidad de reactivo limitante, H_2, para calcular la cantidad de NH_3 producido:

$$\text{Moles de } NH_3 = (6.0 \cancel{\text{ mol } H_2})\left(\frac{2 \text{ mol } NH_3}{3 \cancel{\text{ mol } H_2}}\right) = 4.0 \text{ mol } NH_3$$

Comentario La tabla de la derecha resume este ejemplo:

	$N_2(g)$	+	$3\,H_2(g)$	$\longrightarrow$	$2\,NH_3(g)$
Cantidades iniciales:	3.0 mol		6.0 mol		0 mol
Cambio (reacción):	−2.0 mol		−6.0 mol		+4.0 mol
Cantidades finales:	1.0 mol		0 mol		4.0 mol

Observe que podemos calcular no solo el número de moles de NH_3 formado, sino también el número de moles de cada uno de los reactivos que permanecen después de la reacción. También observe que a pesar de que el número inicial de moles de H_2 es mayor que el número final de moles de N_2, el H_2 es el reactivo limitante, debido a que su coeficiente es mayor en la ecuación balanceada.

Comprobación El renglón que indica el cambio en la tabla de resumen indica que la relación molar de los reactivos consumidos y de los productos formados, 2:6:4, se ajusta a los coeficientes de la ecuación balanceada, 1:3:2. Además, como el H_2 es el reactivo limitante, se consume totalmente en la reacción, dejando 0 moles al final. Como el dato de 6.0 moles de H_2 tiene dos cifras significativas, nuestra respuesta tiene dos cifras significativas.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

a) Cuando 1.50 moles de Al y 3.00 moles de Cl_2 se combinan en la reacción $2\,Al(s) + 3\,Cl_2(g) \longrightarrow 2\,AlCl_3(s)$, ¿cuál es el reactivo limitante? *b*) ¿Cuántos moles de $AlCl_3$ se forman? *c*) ¿Cuántos moles del reactivo en exceso permanecen al final de la reacción?

Respuestas: *a*) Al, *b*) 1.50 moles, *c*) 0.75 moles de Cl_2

EJERCICIO RESUELTO 5.19 Cálculo de la cantidad de producto formado a partir de un reactivo limitante

La reacción

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(g)$$

se utiliza para generar electricidad en una celda de combustible de hidrógeno. Supongamos que una celda de combustible contiene 150 g de $H_2(g)$ y 1500 g de $O_2(g)$ (cada medición incluye dos cifras significativas). ¿Cuántos gramos de agua se pueden formar?

SOLUCIÓN

Análisis Se nos pide calcular la cantidad de un producto a partir de las cantidades de dos reactivos, por lo que se trata de un problema de reactivo limitante.

Estrategia Para identificar al reactivo limitante, podemos calcular el número de moles de cada reactivo y comparar su razón con la razón de los coeficientes en la ecuación balanceada. Después utilizamos la cantidad de reactivo limitante para calcular la masa de agua que se forma.

Solución A partir de la ecuación balanceada, tenemos las siguientes relaciones estequiométricas:

$$2 \text{ mol } H_2 \cong 1 \text{ mol } O_2 \cong 2 \text{ mol } H_2O$$

Utilizando la masa molar de cada sustancia, calculamos el número de moles de cada reactivo:

$$\text{Moles de } H_2 = (150 \text{ g } \cancel{H_2})\left(\frac{1 \text{ mol } H_2}{2.00 \text{ g } \cancel{H_2}}\right) = 75 \text{ mol } H_2$$

$$\text{Moles de } O_2 = (1500 \text{ g } \cancel{O_2})\left(\frac{1 \text{ mol } O_2}{32.0 \text{ g } \cancel{O_2}}\right) = 47 \text{ mol } O_2$$

Los coeficientes de la ecuación balanceada indican que la reacción requiere 2 moles de H_2 por 1 mol de O_2. Por lo tanto, para que reaccionara todo el O_2, necesitaríamos $2 \times 47 = 94$ moles de H_2. Como solo hay 75 moles de H_2, no puede reaccionar todo el O_2, así que este es el reactivo en exceso y el H_2 sería el reactivo limitante. (Observe que el reactivo limitante no es el que está presente en la cantidad más baja).

Utilizamos la cantidad de H_2 (el reactivo limitante) para calcular la cantidad de agua formada. Podemos iniciar este cálculo con la masa de H_2 dada, 150 g, pero podemos ahorrarnos un paso si comenzamos con los moles de H_2, 75 moles, que calculamos.

$$\text{Gramos de } H_2O = (75 \text{ } \cancel{\text{mol } H_2})\left(\frac{2 \text{ } \cancel{\text{mol } H_2}O}{2 \text{ } \cancel{\text{mol } H_2}}\right)\left(\frac{18.0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ } \cancel{\text{mol } H_2}O}\right)$$

$$= 1400 \text{ g } H_2O = 1.4 \times 10^2 \text{ g } H_2O \text{ (dos cifras significativas)}$$

Comprobación La magnitud de la respuesta parece razonable considerando las cantidades de los reactivos. Las unidades son correctas, y el número de cifras significativas (dos) corresponde con las de los valores en el planteamiento del problema.

Comentario La cantidad del reactivo limitante, H_2, también sirve para determinar la cantidad de O_2 utilizado:

$$\text{Gramos de } O_2 = (75 \text{ } \cancel{\text{mol } H_2})\left(\frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol } O_2}}{2 \text{ } \cancel{\text{mol } H_2}}\right)\left(\frac{32.0 \text{ g } O_2}{1 \text{ } \cancel{\text{mol } O_2}}\right)$$

$$= 1.2 \times 10^3 \text{ g } H_2O$$

La masa de O_2 en exceso que permanece al final de la reacción equivale a la cantidad inicial menos la cantidad consumida:

$$1500 \text{ g} - 1200 \text{ g} = 300 \text{ g}$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Cuando 2.00 g de una cinta de zinc metálico se coloca en una disolución acuosa que contiene 2.50 g de nitrato de plata, la reacción es la siguiente:

$$Zn(s) + 2 AgNO_3(ac) \longrightarrow 2 Ag(s) + Zn(NO_3)_2(ac)$$

a) ¿Cuál es el reactivo limitante? *b*) ¿Cuántos gramos de Ag se forman? *c*) ¿Cuántos gramos de $Zn(NO_3)_2$ se forman? *d*) ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan al final de la reacción?

Respuestas: *a*) $AgNO_3$, *b*) 1.59 g, *c*) 1.39 g, *d*) 1.52 g de Zn

Rendimientos teóricos

La cantidad de producto que, según los cálculos, se forma cuando todo el reactivo limitante se consume se conoce como **rendimiento teórico**. La cantidad de producto que se obtiene en realidad, llamado *rendimiento real*, casi siempre es menor que (y nunca mayor que) el rendimiento teórico. Existen muchas razones para esta diferencia. Por ejemplo, es posible que parte de los reactivos no reaccionen o que lo hagan de manera diferente a la deseada (reacciones secundarias). Además, no siempre es posible recuperar todo el producto de la mezcla de reacción. El **rendimiento porcentual** de una reacción relaciona el rendimiento real con el teórico (calculado):

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\% \qquad [5.14]$$

EJERCICIO RESUELTO 5.20 Cálculo del rendimiento teórico y del rendimiento porcentual

El ácido adípico, $H_2C_6H_8O_4$, usado para producir nailon, se elabora comercialmente por medio de una reacción entre ciclohexano (C_6H_{12}) y O_2:

$$2 C_6H_{12}(l) + 5 O_2(g) \longrightarrow 2 H_2C_6H_8O_4(l) + 2 H_2O(g)$$

a) Suponga que lleva a cabo esta reacción comenzando con 25.0 g de ciclohexano, y que este es el reactivo limitante. ¿Cuál es el rendimiento teórico del ácido adípico? *b*) Si se obtienen 33.5 g de ácido adípico, ¿cuál es el rendimiento porcentual para la reacción?

SOLUCIÓN

Análisis Se nos proporciona una ecuación química y la cantidad del reactivo limitante (25.0 g de C_6H_{12}). Se nos pide que calculemos el rendimiento teórico de un producto ($H_2C_6H_8O_4$) y el porcentaje de rendimiento si solo se obtienen 33.5 g del producto.

Estrategia

a) El rendimiento teórico, que es la cantidad calculada de ácido adípico formado en la reacción, se calcula utilizando la secuencia de conversiones descrita en la figura 5.16.

b) El rendimiento porcentual se calcula usando la ecuación 5.14 para comparar el rendimiento real (33.5 g) con el rendimiento teórico.

Solución

a) El rendimiento teórico es:

$$\text{Gramo de } H_2C_6H_8O_4 = (25.0 \text{ g } \cancel{C_6H_{12}})\left(\frac{1 \text{ } \cancel{\text{mol } C_6H_{12}}}{84.0 \text{ g } \cancel{C_6H_{12}}}\right)\left(\frac{2 \text{ } \cancel{\text{mol } H_2C_6H_8O_4}}{2 \text{ } \cancel{\text{mol } C_6H_{12}}}\right)\left(\frac{146.0 \text{ g } H_2C_6H_8O_4}{1 \text{ } \cancel{\text{mol } H_2C_6H_8O_4}}\right)$$

$$= 43.5 \text{ g } H_2C_6H_8O_4$$

$$b) \text{ Rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100\% = \frac{33.5 \text{ g}}{43.5 \text{ g}} \times 100\% = 77.0\%$$

Comprobación Podemos comprobar nuestra respuesta en *a*) al hacer un cálculo aproximado. A partir de la ecuación balanceada sabemos que cada mol de ciclohexano da 1 mol de ácido adípico. Tenemos $25/84 \approx 25/75 = 0.3$ moles de hexano, por lo que se espera obtener 0.3 moles de ácido adípico, que es igual a aproximadamente $0.3 \times 150 = 45$ g, alrededor de la misma magnitud que los 43.5 g resultantes del cálculo más detallado que se efectuó antes. Además, nuestra respuesta tiene las unidades y cifras significativas adecuadas. En *b*) la respuesta es inferior al 100%, como debe ser de acuerdo con la definición de rendimiento porcentual.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Imagine que se encuentra trabajando en la forma de mejorar el proceso por el que se convierte en hierro el mineral de hierro que contiene Fe_2O_3:

$$Fe_2O_3(s) + 3\,CO(g) \longrightarrow 2\,Fe(s) + 3\,CO_2(g)$$

a) Si se comienza con 150 g de Fe_2O_3 como el reactivo limitante, ¿cuál es el rendimiento teórico de Fe?
b) Si el rendimiento real es de 87.9 g, ¿cuál es el rendimiento porcentual?

Respuestas: *a*) 105 g de Fe, *b*) 83.7%

REFLEXIÓN

¿Comprendo la importancia de identificar al reactivo limitante en una reacción química?
¿Describo la diferencia entre el rendimiento teórico y el rendimiento porcentual?

ACTIVIDAD

Investigue en diversas fuentes la información necesaria para responder correctamente las siguientes preguntas.

1. ¿Qué es la estequiometría?
2. Describa por medio de un diagrama de flujo los pasos a seguir para la resolución de cálculos estequiométricos.
3. *a*) Defina los términos *reactivo limitante* y *reactivo en exceso*. *b*) ¿Por qué las cantidades de productos formados en una reacción están determinadas solo por la cantidad del reactivo limitante? *c*) ¿Por qué la determinación del compuesto que es el reactivo limitante se debe basar en su número inicial de moles y no en su masa inicial en gramos?
4. *a*) Defina los términos rendimiento *teórico, rendimiento real* y *rendimiento porcentual*. *b*) ¿Por qué el rendimiento real de una reacción casi siempre es menor

que el rendimiento teórico? *c*) ¿Podrá una reacción tener alguna vez un rendimiento real del 110 por ciento?

5. Una planta embotelladora tiene 126,515 botellas con una capacidad de 355 mL, 108,500 tapas y 48,775 L de bebida. *a*) ¿Cuántas botellas se pueden llenar y tapar? *b*) ¿Cuánto sobra de cada material? *c*) ¿Cuál es el componente que limita la producción?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Con ayuda de los conceptos comprendidos en las actividades propuestas, realice los siguientes ejercicios en hojas blancas, sin omitir operaciones ni unidades. Se revisará que los problemas tengan: planteamiento, incluyendo todos los datos necesarios, ecuaciones químicas escritas y balanceadas correctamente y resultados correctos.

1. El hidróxido de sodio reacciona con el dióxido de carbono de la siguiente forma:

$2\ NaOH(s) + CO_2(g) \longrightarrow Na_2CO_3(s) + H_2O(l)$

¿Cuál reactivo es el limitante cuando permitimos la reacción de 1.85 moles de NaOH y 1.00 mol de CO_2? ¿Cuántos moles de Na_2CO_3 se pueden producir? ¿Cuántos moles del reactivo en exceso quedan una vez concluida la reacción?

2. Uno de los pasos en el proceso comercial para convertir amoniaco en ácido nítrico es la conversión de NH_3 a NO:

$4\ NH_3(g) + 5\ O_2(g) \longrightarrow 4\ NO(g) + 6\ H_2O(g)$

En cierto experimento, 2.00 g de NH_3 reaccionan con 2.50 g de O_2. *a*) ¿Cuál es el reactivo limitante? *b*) ¿Cuántos gramos de NO y de H_2O se forman? *c*) ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan una vez que el reactivo limitante se consume por completo? *d*) Demuestre que los cálculos en los incisos *b*) y *c*) son congruentes con la ley de la conservación de la masa.

3. Las disoluciones de carbonato de sodio y de nitrato de plata reaccionan para formar carbonato de plata sólido y una disolución de nitrato de sodio. Una disolución que contiene 3.50 g de carbonato de sodio se mezcla con una que contiene 5.00 g de nitrato de plata. ¿Cuántos gramos de carbonato de sodio, nitrato de plata, carbonato de plata y nitrato de sodio están presentes una vez que se completa la reacción?

4. Cuando el etano (C_2H_6) reacciona con cloro (Cl_2), el producto principal es C_2H_5Cl; pero también se obtienen, en pequeñas cantidades, otros productos que contienen Cl, como el $C_2H_4Cl_2$. La formación de estos productos reduce el rendimiento de C_2H_5Cl. *a*) Calcule el rendimiento teórico de C_2H_5Cl cuando 125 g de C_2H_6 reaccionan con 255 g de Cl_2, suponiendo que C_2H_6 y Cl_2 reaccionan solamente para formar C_2H_2Cl y HCl. *b*) Calcule el rendimiento porcentual de C_2H_5Cl si la reacción produce 206 g de C_2H_5Cl.

5. El sulfuro de hidrógeno es una impureza del gas natural que se debe eliminar. Un método común para eliminarlo es el llamado proceso de Claus, el cual se basa en la reacción:

$8\ H_3S(g) + 4\ O_2(g) \longrightarrow S_8(l) + 8\ H_2O(g)$

En condiciones óptimas, el proceso de Claus da como rendimiento un 98% de S_8 a partir de H_2S. Si usted comienza con 30.0 gramos de H_2S y 50.0 gramos de O_2, ¿cuántos gramos de S_8 se producirán, suponiendo un rendimiento del 98 por ciento?

6. Considere una muestra de carbonato de calcio en la forma de un cubo que mide 2.005 in por lado. Si la muestra tiene una densidad de 2.71 g/cm^3, ¿cuántos átomos de oxígeno contiene?

7. *a*) Le entregan un cubo de plata metálica que mide 1.000 cm por lado. La densidad de la plata es 10.5 g/cm^3. ¿Cuántos átomos hay en el cubo? *b*) Debido a que los átomos tienen forma esférica, no pueden ocupar todo el espacio del cubo. Los átomos de plata se empacan en un sólido de tal manera que, en realidad, el 74% del volumen del sólido está lleno con átomos de plata. Calcule el volumen de un solo átomo de plata. *c*) Usando el volumen de un átomo de plata y la fórmula para el volumen de una esfera, calcule el radio de un átomo de plata en angstroms.

8. *a*) Si un automóvil viaja 225 mi con un rendimiento de 20.5 mi/gal de gasolina, ¿cuántos kilogramos de CO_2 se producen? Suponga que la gasolina está compuesta por octano, $C_8H_{18}(l)$, cuya densidad es 0.69 g/mL. *b*) Repita el cálculo para una camioneta que tiene un rendimiento de 5 mi/gal de gasolina.

9. Cierta especie de carbón contiene 2.5% en masa de azufre. Cuando se quema este carbón en una planta de energía, el azufre se convierte en dióxido de azufre gaseoso, que es un contaminante. Para reducir las emisiones de dióxido de sulfuro, se usa el óxido de calcio (cal). El dióxido de azufre reacciona con el óxido de calcio para formar sulfito de calcio sólido. *a*) Escriba la ecuación química balanceada para la reacción. *b*) Si el carbón se quema en una planta de energía que utiliza 2000 toneladas de carbón al día, ¿cuál es la masa de óxido de calcio necesaria diariamente para eliminar el dióxido de azufre? *c*) ¿Cuántos gramos de sulfito de calcio se producen diariamente en esta planta?

10. El cianuro de hidrógeno, HCN, es un gas venenoso. La dosis letal es de aproximadamente 300 mg de HCN por kilogramo de aire inhalado. *a*) Calcule la cantidad de HCN que produce la dosis letal en un laboratorio pequeño que mide $12 \times 15 \times 8.0$ ft. La densidad del aire a 26 °C es de 0.00118 g/cm^3. *b*) Si el HCN se forma por la reacción de NaCN con un ácido como el H_2SO_4, ¿qué masa de NaCN nos da la dosis letal en el laboratorio?

$$2\ NaCN(s) + H_2SO_4(ac) \longrightarrow Na_2SO_4(ac) + 2\ HCN(g)$$

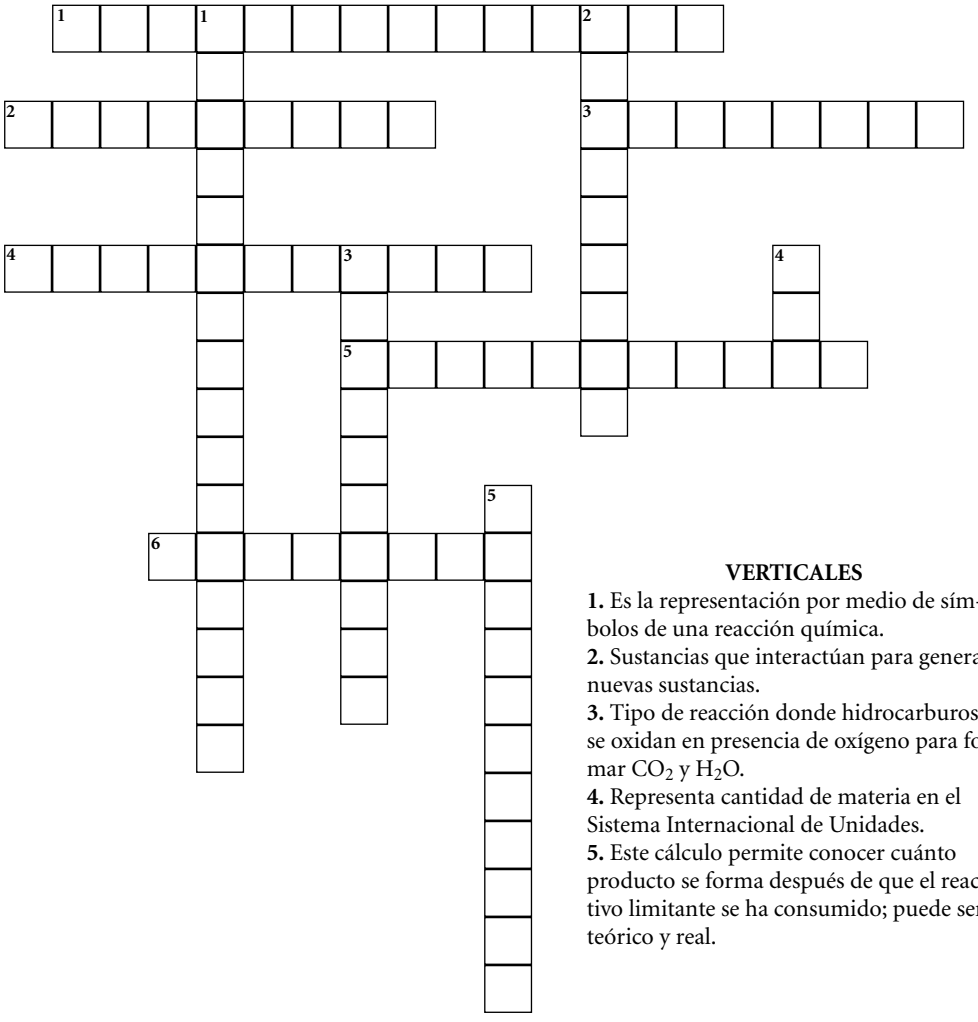
c) El HCN se forma cuando se queman fibras sintéticas que contienen Orlón® o Acrilán®. El Acrilán® tiene la fórmula empírica CH_2CHCN, por lo que el HCN es el 50.9% en masa de la fórmula. Una alfombra mide 12×15 ft y contiene 30 oz de fibras de Acrilán® por yarda cuadrada. Si la alfombra se quema, ¿se generará una dosis letal de HCN en la habitación? Suponga que el rendimiento del HCN de las fibras es del 20%, y que se consume el 50% de la alfombra.

EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN

1. Realice el siguiente crucigrama.

HORIZONTALES

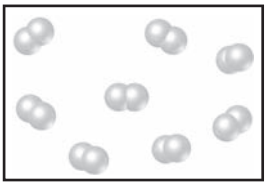
1. Término con el que se conoce el estudio de las relaciones cuantitativas entre las fórmulas químicas y las ecuaciones químicas.
2. En una ecuación química, representan el resultado de la interacción de sustancias que se combinan químicamente.
3. Representa el número de unidades la fórmula (6.02×10^{23}) de esa sustancia.
4. Tipo de reacción en la que dos reactivos se combinan para formar un producto.
5. El resultado de la suma de las masas atómicas de los átomos en su fórmula.
6. Reactivo que se consume por completo en una reacción y limita la formación de productos.



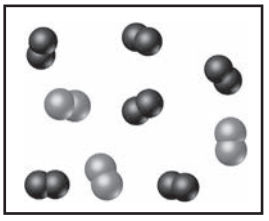
VERTICALES

1. Es la representación por medio de símbolos de una reacción química.
2. Sustancias que interactúan para generar nuevas sustancias.
3. Tipo de reacción donde hidrocarburos se oxidan en presencia de oxígeno para formar CO_2 y H_2O.
4. Representa cantidad de materia en el Sistema Internacional de Unidades.
5. Este cálculo permite conocer cuánto producto se forma después de que el reactivo limitante se ha consumido; puede ser teórico y real.

2. En condiciones experimentales adecuadas, el H_2 y el CO pasan por una reacción de combinación para formar CH_3OH. El siguiente diagrama representa una muestra de H_2. Elabore el diagrama correspondiente con el CO necesario para una reacción completa con H_2. ¿Cómo determinó el número de moléculas de CO para su diagrama?

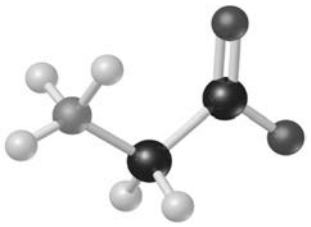


3. El siguiente diagrama representa el conjunto de elementos formados por una reacción de descomposición. *a*) Si las esferas grises representan átomos de N y las negras representan átomos de O, ¿cuál es la fórmula empírica del compuesto original? *b*) ¿Podría dibujar un diagrama que represente las moléculas del compuesto que pasaron por el proceso de descomposición? ¿Por qué?

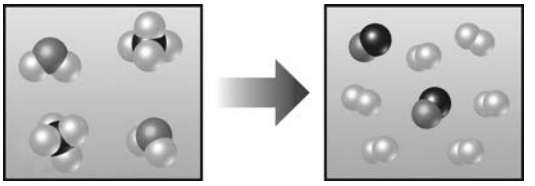


4. La glicina, un aminoácido utilizado por los organismos para sintetizar proteínas, está representada por el siguiente modelo molecular.

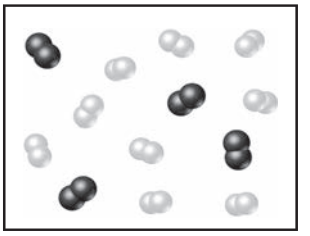
a) Escriba su fórmula molecular.
b) Determine su masa molar.
c) Calcule la masa de 3 moles de glicina.
d) Calcule el porcentaje de nitrógeno en masa de la glicina.



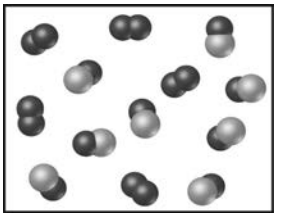
5. El siguiente diagrama representa una reacción a alta temperatura entre el CH_4 y el H_2O. Con base en esta reacción, ¿cuántos moles de cada producto se pueden obtener si comenzamos con 4.0 moles de CH_4?



6. El nitrógeno (N_2) y el hidrógeno (H_2) reaccionan para formar amoniaco (NH_3). Considere la mezcla de N_2 y H_2 que se representa en el diagrama. Las esferas gris oscuro representan al N, y las blancas representan al H. Dibuje una representación de la mezcla del producto, suponiendo que la reacción es completa. ¿Cómo llegó a su representación? ¿Cuál es el reactivo limitante en este caso?



7. El monóxido de nitrógeno y el oxígeno reaccionan para formar dióxido de nitrógeno. Considere la mezcla de NO y O_2 que se representa en el siguiente diagrama. Las esferas grises representan al N, y las negras al O. *a*) Dibuje una representación de la mezcla del producto, suponiendo que la reacción es completa. ¿Cuál es el reactivo limitante en este caso? *b*) ¿Cuántas moléculas de NO_2 dibujaría como productos si la reacción tuviera un rendimiento porcentual del 75 por ciento?



BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS

8. Escriba las ecuaciones químicas balanceadas que correspondan a cada una de las siguientes descripciones: *a*) Cuando el trióxido de azufre gaseoso reacciona con agua, se forma una disolución de ácido sulfúrico. *b*) El sulfuro de boro, $B_2S_3(s)$, reacciona de manera violenta con agua para formar ácido bórico, H_3BO_3, diluido, y sulfuro de hidrógeno gaseoso. *c*) La fosfina, $PH_3(g)$, entra en combustión en el gas de oxígeno para formar vapor de agua y decaóxido de tetrafósforo sólido. *d*) Cuando el nitrato de mercurio(II) sólido se calienta, se descompone para formar óxido de mercurio(II) sólido, dióxido de nitrógeno gaseoso y oxígeno. *e*) El metal cobre reacciona con una disolución caliente y concentrada de ácido sulfúrico para formar sulfato de cobre(II) acuoso, dióxido de sulfuro gaseoso y agua.

PATRONES DE REACTIVIDAD QUÍMICA

9. Balancee las siguientes ecuaciones e indique si son reacciones de combinación, descomposición o combustión:

a) $PbCO_3(s) \longrightarrow PbO(s) + CO_2(g)$
b) $C_2H_4(g) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
c) $Mg(s) + N_2(g) \longrightarrow Mg_3N_2(s)$
d) $C_7H_8O_2(l) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$
e) $Al(s) + Cl_2(g) \longrightarrow AlCl_3(s)$

MASAS FÓRMULA

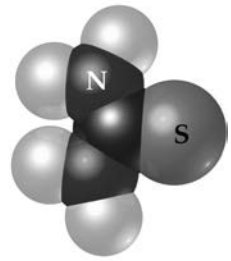
10. Calcule el porcentaje en masa de oxígeno en los siguientes compuestos: *a*) morfina, $C_{17}H_{19}NO_3$; *b*) codeína, $C_{18}H_{21}NO_3$; *c*) cocaína, $C_{17}H_{21}NO_4$; *d*) tetraciclina, $C_{22}H_{24}N_2O_8$; *e*) digitoxina, $C_{41}H_{64}O_{13}$; *f*) vancomicina, $C_{66}H_{75}Cl_2N_9O_{24}$.

11. Calcule el porcentaje de carbono en masa en cada uno de los compuestos representados por los siguientes modelos:

a)

b)

c)



d)

EL NÚMERO DE AVOGADRO Y EL MOL

12. Sin hacer cálculos detallados (pero utilizando la tabla periódica para obtener las masas atómicas), clasifique las siguientes muestras en orden creciente del número de átomos: 9.0×10^{23} moléculas de H_2O_2, 2.0 moles de CH_4, 16 g de O_2.

13. ¿Cuál es la masa, en kilogramos, de un número de Avogadro de personas, si la masa promedio de una persona es de 160 lb? ¿Cómo se compara esto con la masa de la Tierra, 5.98×10^{24} kg?

14. *a*) ¿Cuál es la masa, en gramos, de 1.223 moles de sulfato de hierro(III)?

b) ¿Cuántos moles de iones amonio hay en 6.955 g de carbonato de amonio?

c) ¿Cuál es la masa, en gramos, de 1.50×10^{21} moléculas de aspirina, $C_9H_8O_4$?

d) ¿Cuál es la masa molar del diazepam (Valium®) si 0.05570 moles tienen una masa de 15.86 g?

15. Una muestra de glucosa, $C_6H_{12}O_6$, contiene 1.250×10^{21} átomos de carbono. *a*) ¿Cuántos átomos de hidrógeno contiene? *b*) ¿Cuántas moléculas de glucosa contiene? *c*) ¿Cuántos moles de glucosa contiene? *d*) ¿Cuál es la masa de esta muestra en gramos?

16. Al menos se requieren 25 μg de tetrahidrocanabinol (THC), el ingrediente activo de la mariguana, para producir intoxicación. La fórmula molecular del THC es $C_{21}H_{30}O_2$. ¿Cuántos moles de THC representan estos 25 μg? ¿Y cuántas moléculas?

FÓRMULAS EMPÍRICAS

17. Determine la fórmula empírica de cada uno de los siguientes compuestos, si una muestra contiene: *a*) 0.104 moles de K, 0.052 moles de C y 0.156 moles de O; *b*) 5.28 g de Sn y 3.37 g de F; *c*) 87.5% de N y 12.5% de H en masa.

18. Determine las fórmulas empíricas de los compuestos con las siguientes composiciones en masa:

a) 55.3% de K, 14.6% de P y 30.1% de O

b) 24.5% de Na, 14.9% de Si y 60.6% de F

c) 62.1% de C, 5.21% de H, 12.1% de N y el resto de O

19. Un compuesto cuya fórmula empírica es XF_3 contiene un 65% de F en masa. ¿Cuál es la masa atómica de X?

20. El compuesto XCl_4 contiene un 75.0% de Cl en masa. ¿Cuál es el elemento X?

21. ¿Cuál es la fórmula molecular de cada uno de los siguientes compuestos?

a) Fórmula empírica HCO_2, masa molar = 90.0 g/mol

b) Fórmula empírica C_2H_4O, masa molar = 88 g/mol

22. Determine las fórmulas empírica y molecular de cada una de las siguientes sustancias:

a) El ibuprofeno, un analgésico administrado en casos de jaqueca, contiene 75.69% de C, 8.80% de H y 15.51% de O en masa, y tiene una masa molar de 206 g/mol.

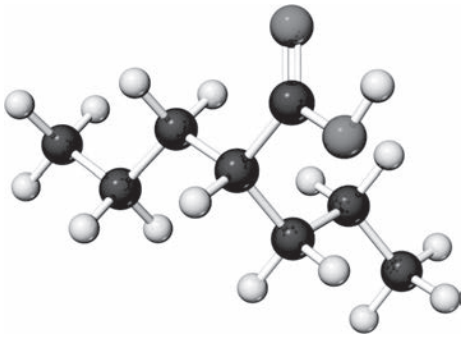
b) La cadaverina, una sustancia olorosa producida por la acción de las bacterias en la carne, contiene 58.55% de C, 13.81% de H y 27.40% de N en masa; su masa molar es de 102.2 g/mol.

c) La epinefrina (adrenalina), una hormona secretada al flujo sanguíneo en situaciones de peligro o estrés, contiene 59.0% de C, 7.1% de H, 26.2% de O y 7.7% de N en masa; su masa molecular (MM) es de alrededor de 180 uma.

23. *a*) El análisis de combustión del tolueno, un disolvente orgánico común, da 5.86 mg de CO_2 y 1.37 mg de H_2O. Si el compuesto contiene solamente carbono y oxígeno, ¿cuál es su fórmula empírica? *b*) El mentol, la sustancia que podemos oler en los jarabes para la tos mentolados, está compuesto por C, H y O. Una muestra de 0.1005 g de mentol se quema, lo que produce 0.2829 g de CO_2 y 0.1159 g de H_2O. ¿Cuál es la fórmula empírica del mentol? Si el mentol tiene una masa molar de 156 g/mol, ¿cuál es su fórmula molecular?

24. *a*) El olor característico de la piña se debe al butirato de etilo, un compuesto que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno. La combustión de 2.78 mg de butirato de etilo produce 6.32 mg de CO_2 y 2.58 mg de H_2O. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto? *b*) La nicotina, un componente del tabaco, está compuesta por C, H y N. Si una muestra de 5.250 mg de nicotina se quema, produce 14.242 mg de CO_2 y 4.083 mg de H_2O. ¿Cuál es la fórmula empírica de la nicotina? Si la nicotina tiene una masa molar de 160 ± 5 g/mol, ¿cuál es su fórmula molecular?

25. El ácido valproico, que se utiliza para tratar las convulsiones y el trastorno bipolar, se compone de C, H y O. Una muestra de 0.165 g se quema en un aparato tal como el que se ilustra en la figura 5.14. El aumento en la masa del absorbente de H_2O es 0.166 g, mientras que la del absorbente de CO_2 es 0.403 g. ¿Qué fórmula empírica del ácido valproico indican estos resultados? ¿Esta fórmula empírica es congruente con el modelo molecular mostrado aquí?



26. La sosa para lavar, un compuesto utilizado para acondicionar aguas duras empleadas para el lavado de ropa, es un hidrato, lo que significa que existe cierto número de moléculas de agua incluidas en su estructura sólida. Su fórmula se puede escribir como $Na_2CO_3 \cdot xH_2O$, donde x es el número de moles de H_2O por mol de Na_2CO_3. Cuando una muestra de 2.558 g de sosa se calienta a 25 °C, se pierde toda el agua de hidratación, lo que deja 0.948 g de Na_2CO_3. ¿Cuál es el valor de x?

27. Las sales de Epsom, un fuerte laxante usado en la medicina veterinaria, es un hidrato, lo que significa que existe cierto número de moléculas de agua incluidas en su estructura sólida. La fórmula de las sales de Epsom se puede escribir como $MgSO_4 \cdot xH_2O$, donde x indica el número de moles de H_2O por mol de $MgSO_4$. Cuando calentamos 5.061 g de este hidrato a 250 °C, se pierde toda el agua de hidratación, dejando 2.472 g de $MgSO_4$. ¿Cuál es el valor de x?

CÁLCULOS BASADOS EN ECUACIONES

28. La reacción entre el superóxido de potasio, KO_2, y CO_2,

$$4\ KO_2 + 2\ CO_2 \longrightarrow 2K_2CO_3 + 3\ O_2$$

se utiliza como una fuente de O_2 y como absorbente de CO_2 en el equipo autónomo de respiración usado por los equipos de rescate.

a) ¿Cuántos moles de O_2 se producen cuando 0.400 moles de KO_2 reaccionan de esta manera?
b) ¿Cuántos gramos de KO_2 se necesitan para formar 7.50 g de O_2?
c) ¿Cuántos gramos de CO_2 se usan cuando se producen 7.50 g de O_2?

29. El hidruro de calcio reacciona con agua para formar hidróxido de calcio e hidrógeno gaseoso. *a*) Escriba la ecuación química balanceada para esta reacción. *b*) ¿Cuántos gramos de hidruro de calcio se necesitan para formar 4.500 g de hidrógeno?

30. Las bolsas de aire de los automóviles se inflan cuando la azida de sodio, NaN_3, se descompone rápidamente en sus elementos constituyentes:

$$2\ NaN_3(s) \longrightarrow 2\ Na(s) + 3\ N_2(g)$$

a) ¿Cuántos moles de N_2 se producen por la descomposición de 1.50 moles de NaN_3?
b) ¿Cuántos gramos de NaN_3 se requieren para formar 10.0 g de nitrógeno gaseoso?
c) ¿Cuántos gramos de NaN_3 se requieren para producir 10.0 ft^3 de nitrógeno gaseoso, aproximadamente el volumen de una bolsa de aire de automóvil, si el gas tiene una densidad de 1.25 g/L?

31. La combustión completa del octano, C_8H_{18}, el principal componente de la gasolina, se lleva a cabo de la siguiente manera:

$$2\ C_8H_{18}(l) + 25\ O_2(g) \longrightarrow 16\ CO_2(g) + 18\ H_2O(g)$$

a) ¿Cuántos moles de O_2 se requieren para quemar 1.50 moles de C_8H_{18}?
b) ¿Cuántos gramos de O_2 se requieren para quemar 10.0 g de C_8H_{18}?
c) El octano tiene una densidad de 0.692 g/mL a 20 °C. ¿Cuántos gramos de O_2 se requieren para quemar 15.0 gal de C_8H_{18} (la capacidad promedio de un tanque de combustible)?
d) ¿Cuántos gramos de CO_2 se producen cuando se queman 15.0 gal de C_8H_{18}?

32. Una pieza de papel de aluminio de 1.00 cm cuadrado y 0.550 mm de espesor reacciona con bromo para formar bromuro de aluminio.

a) ¿Cuántos moles de aluminio se utilizaron? (La densidad del aluminio es 2.699 g/cm^3). *b*) ¿Cuántos gramos de bromuro de aluminio se forman, suponiendo que el aluminio reacciona por completo?

33. La detonación de nitroglicerina se produce de la siguiente manera:

$$4\ C_3H_5N_3O_9(l) \longrightarrow 12\ CO_2(g) + 6\ N_2(g) + O_2(g) + 10\ H_2O(g)$$

a) Si se detona una muestra que contiene 2.00 mL de nitroglicerina (densidad = 1.592 g/mL), ¿cuántos moles totales de gas se producen? *b*) Si cada mol de gas ocupa 55 L en las condiciones de la explosión, ¿cuántos litros de gas se producen? *c*) ¿Cuántos gramos de N_2 se producen durante la detonación?

REACTIVOS LIMITANTES

34. Un fabricante de bicicletas tiene 4815 ruedas, 2305 cuadros y 2255 manubrios. *a*) ¿Cuántas bicicletas se pueden fabricar con estas partes? *b*) ¿Cuántas partes sobran de cada tipo? *c*) ¿Cuál es la parte que limita la producción de bicicletas?

35. El hidróxido de aluminio reacciona con ácido sulfúrico de la siguiente manera:

$$2\ Al(OH)_3(s) + 3\ H_2SO_4(ac) \longrightarrow Al_2(SO_4)_3(ac) + 6\ H_2O(l)$$

¿Cuál es el reactivo limitante cuando permitimos la reacción de 0.500 moles de $Al(OH)_3$ y 0.500 moles de H_2SO_4? ¿Cuántos moles de $Al_2(SO_4)_3$ se producen en estas condiciones? ¿Cuántos moles del reactivo en exceso quedan una vez concluida la reacción?

36. El burbujeo producido por una tableta de Alka-Seltzer® al disolverse en agua se debe a la reacción entre el bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) y el ácido cítrico ($H_3C_6H_5O_7$):

$$3\ NaHCO_3(ac) + H_3C_6H_5O_7(ac) \longrightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l) + Na_3C_6H_5O_7(ac)$$

En cierto experimento permitimos la reacción de 1.00 g de bicarbonato de sodio y 1.00 g de ácido cítrico. *a*) ¿Cuál es el reactivo limitante? *b*) ¿Cuántos gramos de dióxido de carbono se forman? *c*) ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan una vez que se consume todo el reactivo limitante?

37. Las disoluciones de ácido sulfúrico y acetato de plomo(II) reaccionan para formar sulfato de plomo(II) sólido y una disolución de ácido acético. Si se mezclan 5.00 g de ácido sulfúrico y 5.00 g de acetato de plomo(II), calcule el número de gramos de ácido sulfúrico, acetato de plomo(II), sulfato de plomo(II) y ácido acético presentes en la mezcla después de que la reacción se completa.

38. Cuando el benceno (C_6H_6) reacciona con bromo (Br_2), se obtiene bromobenceno (C_6H_5Br):

$$C_6H_6 + Br_2 \longrightarrow C_6H_5Br + HBr$$

a) Cuando 30.0 g de benceno reaccionan con 65.0 g de bromo, ¿cuál es el rendimiento teórico de bromobenceno? *b*) Si el rendimiento real de bromobenceno es de 42.3 g, ¿cuál es el rendimiento porcentual?

39. Cuando el sulfuro de hidrógeno gaseoso se burbujea dentro de una disolución de hidróxido de sodio, la reacción forma sulfuro de sodio y agua. ¿Cuántos gramos de sulfuro de sodio se forman si se burbujean 1.25 g de sulfuro de hidrógeno en una disolución que contiene 2.00 g de hidróxido de sodio, suponiendo que el sulfuro de sodio tiene un 92.0% de rendimiento?

40. Una mezcla de $N_2(g)$ y $H_2(g)$ reacciona dentro de un contenedor cerrado para formar amoniaco, $NH_3(g)$. La reacción cesa antes de que cualquier reactivo se consuma por completo. En este punto están presentes 3.0 moles de N_2, 3.0 moles de H_2 y 3.0 moles de NH_3. ¿Cuántos moles de N_2 y de H_2 estaban presentes originalmente?

41. Si se calienta una mezcla que contiene $KClO_3$, K_2CO_3, $KHCO_3$ y KCl, se producen los gases CO_2, O_2 y H_2O de acuerdo con las siguientes ecuaciones:

$$2\ KClO_3(s) \longrightarrow 2\ KCl(s) + 3\ O_2(g)$$
$$2\ KHCO_3(s) \longrightarrow K_2O(s) + H_2O(g) + 2\ CO_2(g)$$
$$K_2CO_3(s) \longrightarrow K_2O(s) + CO_2(g)$$

El KCl no reacciona en las condiciones de la reacción. Si 100.0 g de la mezcla producen 1.80 g de H_2O, 13.20 g de CO_2 y 4.00 g de O_2, ¿cuál era la composición de la mezcla original? (Suponga una reacción de descomposición completa de la mezcla).

42. Cuando se quema una mezcla de 10.0 g de acetileno (C_2H_2) y 10.0 g oxígeno (O_2), la reacción de combustión resultante produce CO_2 y H_2O. *a*) Escriba la ecuación química balanceada para esta reacción. *b*) ¿Cuál es el reactivo limitante? *c*) ¿Cuántos gramos de C_2H_2, O_2, CO_2 y H_2O están presentes después de que la reacción se completa?

AUTOEVALUACIÓN

1. Escriba las ecuaciones químicas balanceadas para: *a*) la combustión completa del ácido acético (CH_3COOH), el componente activo principal del vinagre; *b*) la descomposición del hidróxido de calcio sólido en óxido de calcio(II) sólido (cal) y vapor de agua; *c*) la reacción de combinación entre el níquel metálico y el gas cloro.

2. Si 1.5 mol de C_2H_5OH, 1.5 mol de C_3H_8 y 1.5 mol de $CH_3CH_2COCH_3$ arden completamente en oxígeno, ¿cuál produce el mayor número de moles de H_2O? ¿Cuál produce el menor número? Explique sus respuestas.

3. La efectividad de los fertilizantes nitrogenados depende tanto de su capacidad para liberar el nitrógeno a las plantas como de la cantidad de nitrógeno que estas pueden liberar. Cuatro de los fertilizantes con nitrógeno más comunes son: amoniaco, nitrato de amonio, sulfato de amonio y urea [$(NH_2)_2CO$]. Clasifique estos fertilizantes en términos del porcentaje en masa de nitrógeno que contienen.

4. *a*) La fórmula molecular del ácido acetilsalicílico (aspirina), uno de los analgésicos más comunes, es $C_9H_8O_4$. ¿Cuántos moles de $C_9H_8O_4$ hay en una tableta de 0.500 g de aspirina? *b*) ¿Cuántas moléculas de $C_9H_8O_4$ hay en esta tableta? *c*) ¿Cuántos átomos de carbono hay en una tableta?

5. La aspirina ($C_9H_8O_4$) se produce a partir de ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) y anhídrido acético ($C_4H_6O_3$):

$$C_7H_6O_3 + C_4H_6O_3 \longrightarrow C_9H_8O_4 + HC_2H_3O_2$$

a) ¿Cuánto ácido salicílico se requiere para producir 1.5×10^2 kg de aspirina, suponiendo que todo el ácido salicílico se convierte en aspirina? *b*) ¿Cuánto ácido salicílico se requiere si solamente el 80% de este ácido se convierte en aspirina? *c*) ¿Cuál es el rendimiento teórico de una aspirina si se permite la reacción de 185 kg de ácido salicílico con 125 kg de anhídrido acético? *d*) Si la situación descrita en el inciso *c*) produce 182 kg de aspirina, ¿cuál es el rendimiento porcentual?

6. *a*) Una molécula de un antibiótico conocido como penicilina G tiene una masa de 5.342×10^{-21} g. ¿Cuál es la masa molar de esta penicilina? *b*) La hemoglobina, la proteína que transporta el oxígeno en los glóbulos rojos, tiene cuatro átomos de hierro por molécula y contiene 0.340% de hierro en masa. Calcule la masa molar de la hemoglobina.

7. La serotonina es un compuesto que conduce los impulsos nerviosos a través del cerebro. Contiene 68.2% en masa de C, 6.86% en masa de H, 15.9% en masa de N y 9.08% en masa de O. Su masa molar es 176 g/mol. Determine su fórmula molecular.

8. La dieta del koala se basa exclusivamente en hojas de eucalipto. Su aparato digestivo elimina la toxicidad del aceite de eucalipto, un veneno para otros animales. El elemento activo en el aceite de eucalipto es una sustancia conocida como eucaliptol, la cual contiene 77.87% C, 11.76% de H y el resto de O. *a*) ¿Cuál es la fórmula empírica de esta sustancia? *b*) Un espectro de masas del eucaliptol muestra un pico alrededor de las 154 uma. ¿Cuál es la fórmula molecular de la sustancia?

9. La vainillina, el saborizante dominante en la vainilla, contiene C, H y O. Cuando se lleva a cabo la combustión completa de 1.05 g de esta sustancia, se producen 2.43 g de CO_2 y 0.50 g de H_2O. ¿Cuál es la fórmula empírica de la vainillina?

10. Se encontró un compuesto orgánico que contiene solamente C, H y Cl. Cuando se lleva a cabo la combustión completa en el aire de una muestra de 1.50 g del compuesto, se forman 3.52 g de CO_2. En un experimento aparte, el cloro de una muestra de 1.00 g del compuesto se convirtió en 1.27 g de AgCl. Determine la fórmula empírica del compuesto.

11. Se analizó un compuesto, el $KBrO_x$, donde x es desconocido, y se encontró que contiene 52.92% de Br. ¿Cuál es el valor de x?

12. Un elemento X forma un yoduro (XI_3) y un cloruro (XCl_3). El yoduro se convierte cuantitativamente en el cloruro al calentarse en una corriente de cloro gaseoso:

$$2\ XI_3 + 3\ Cl_2 \longrightarrow 2\ XCl_3 + 3\ I_2$$

Si tratamos 0.5000 g de XI_3, obtenemos 0.2360 g de XCl_3. *a*) Calcule la masa atómica del elemento X. *b*) Identifique el elemento X.

13. Cuando los hidrocarburos se queman en una cantidad limitada de aire, se forma tanto CO como CO_2. Cuando 0.450 g de un hidrocarburo en particular se queman en el aire, se forman 0.467 g de CO, 0.733 g de CO_2 y 0.450 g de H_2O. *a*) ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto? *b*) ¿Cuántos gramos de O_2 se utilizaron en la reacción? *c*) ¿Cuántos gramos se habrían necesitado para una combustión completa?

Capítulo 6

Competencias

Al finalizar el presente capítulo, el estudiante habrá desarrollado las siguientes competencias específicas:

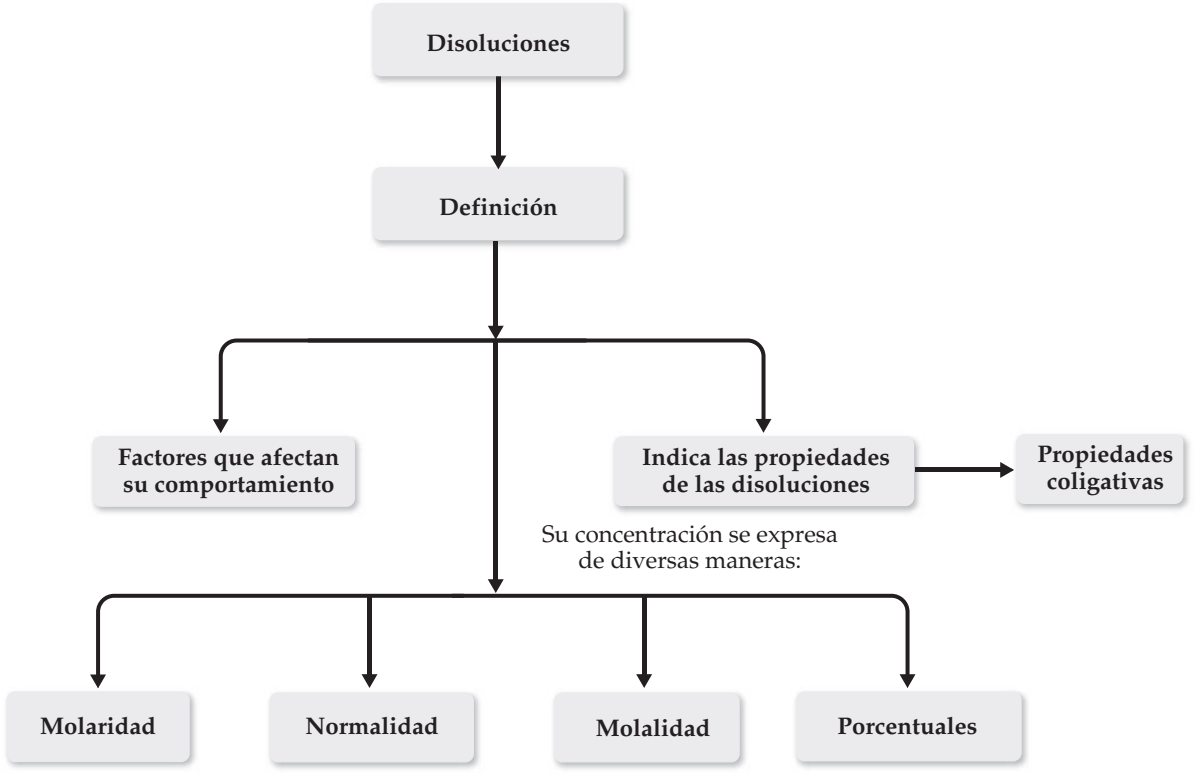
1. Describir qué es una disolución y la relación entre las fuerzas intermoleculares y la solubilidad, incluyendo el uso de la regla "sustancias similares disuelven sustancias similares".
2. Describir y comprender cómo afecta la temperatura a la solubilidad de diversas sustancias y al equilibrio en el proceso de la disolución.
3. Describir la relación entre la presión parcial de un gas y su solubilidad, calculando la presión de vapor de un disolvente sobre una disolución.
4. Comprender la importancia y aplicación de las diversas maneras que existen para expresar la concentración de las disoluciones.
5. Determinar mediante los cálculos necesarios la concentración de una disolución en términos de molaridad, molalidad, fracción molar, composición porcentual y partes por millón, relacionándolas de tal manera que el alumno sea capaz de convertir entre una unidad y otra, y de elaborar disoluciones.
6. Describir qué es una propiedad coligativa y comprender la diferencia entre los efectos de los no electrolitos y los electrolitos en las propiedades coligativas de una disolución.
7. Describir la diferencia entre una disolución y un coloide.

A la vez, el estudiante debe fortalecer las siguientes competencias genéricas:

- Capacidad de trabajar en forma autónoma
- Capacidad de análisis, síntesis e integración de información
- Capacidad para identificar, plantear y resolver problemas
- Capacidad de comunicación oral y escrita
- Habilidad para recrear contenidos teóricos en la práctica
- Capacidad de trabajar en equipo

DISOLUCIONES Y SUS UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

La información que se analizará en este capítulo es la siguiente:



CONTENIDO:

6.1 CONCEPTO DE DISOLUCIÓN: PROPIEDADES GENERALES DE LAS DISOLUCIONES ACUOSAS

6.2 TIPOS DE ELECTROLITOS

6.3 DISOLUCIONES SATURADAS Y SOLUBILIDAD

6.4 FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

6.5 FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

6.6 CONVERSIÓN ENTRE DIFERENTES UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

6.7 PROPIEDADES COLIGATIVAS

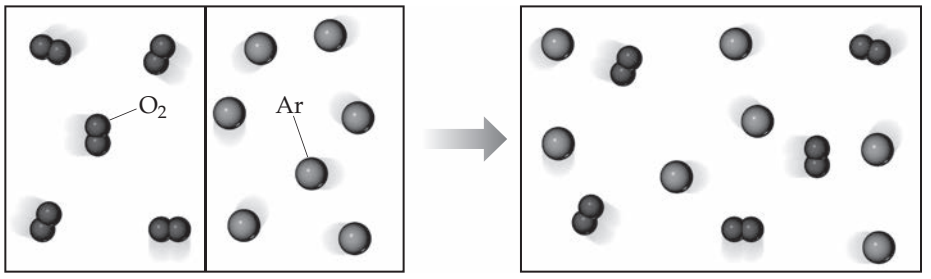
6.8 COLOIDES

UNA PLAYA TROPICAL. El agua del océano es una disolución acuosa compleja compuesta por muchas sustancias disueltas, de las cuales el cloruro de sodio es el de concentración más elevada. *Dana Edmunds/PacificStock.com*

INTRODUCCIÓN

Una *disolución* es una mezcla homogénea de dos o más sustancias. La sustancia presente en mayor cantidad se conoce como el **disolvente**, y las demás sustancias se conocen como **solutos**; se dice que estos últimos están *disueltos en* el disolvente. Por ejemplo, cuando una pequeña cantidad de cloruro de sodio (NaCl) se disuelve en una gran cantidad de agua, esta es el disolvente y el cloruro de sodio es el soluto.

La capacidad de las sustancias para formar disoluciones depende de dos factores: **1.** la tendencia natural de las sustancias para mezclarse y dispersarse en grandes volúmenes cuando no tienen alguna restricción, y **2.** los tipos de interacciones intermoleculares implicadas en el proceso de disolución.



◄ **FIGURA 6.1** **Mezclado espontáneo de dos gases para formar una mezcla homogénea (disolución).**

6.1 CONCEPTO DE DISOLUCIÓN: PROPIEDADES GENERALES DE LAS DISOLUCIONES ACUOSAS

Tendencia natural hacia el mezclado

Suponga que se tiene $O_2(g)$ y Ar(g) separados por una barrera, como en la ▲ **FIGURA 6.1**. Si se elimina la barrera, los gases se mezclan para formar una disolución. Las moléculas experimentan pocas interacciones intermoleculares, así que se comportan como partículas de un gas ideal. Como resultado, su movimiento molecular hace que se dispersen a través del volumen mayor, y así se forma una disolución gaseosa.

El mezclado de los gases es un proceso *espontáneo*, lo que significa que ocurre por sí mismo sin adición de energía externa al sistema. El grado de dispersión de las moléculas y sus energías cinéticas asociadas está relacionado con una cantidad termodinámica llamada *entropía*. Para el análisis de disoluciones, basta con reconocer que el mezclado que ocurre cuando se forma la disolución está asociado con un incremento de entropía. Más aún, es el balance de las tendencias de los sistemas a elevar su entropía y a disminuir su energía (o entalpía) lo que determina si un proceso es espontáneo. Así, la *formación de disoluciones se ve favorecida por el aumento en la entropía que acompaña al mezclado.*

Cuando se conjuntan moléculas de diferentes tipos, la mezcla sucede espontáneamente, a menos que las moléculas sean retenidas por intensas fuerzas intermoleculares o por barreras físicas. Así, los gases se mezclan espontáneamente, a menos que las paredes de sus recipientes lo impidan, ya que las fuerzas intermoleculares en los gases son muy débiles como para retener a las moléculas. Sin embargo, cuando el disolvente o el soluto es un sólido o un líquido, las fuerzas intermoleculares son importantes para determinar si se forma o no una disolución. Por ejemplo, no obstante que los enlaces iónicos mantienen juntos a los iones sodio y cloruro en el cloruro de sodio líquido, el sólido se disuelve en agua debido a la intensa compensación de las fuerzas atractivas entre los iones y las moléculas de agua. Sin embargo, el cloruro de sodio no se disuelve en gasolina, ya que son muy débiles las fuerzas intermoleculares entre los iones y las moléculas de gasolina.

PIÉNSELO UN POCO

¿Cuáles son las dos cantidades termodinámicas que determinan si un proceso es espontáneo?

Efecto de las fuerzas intermoleculares en la formación de la disolución

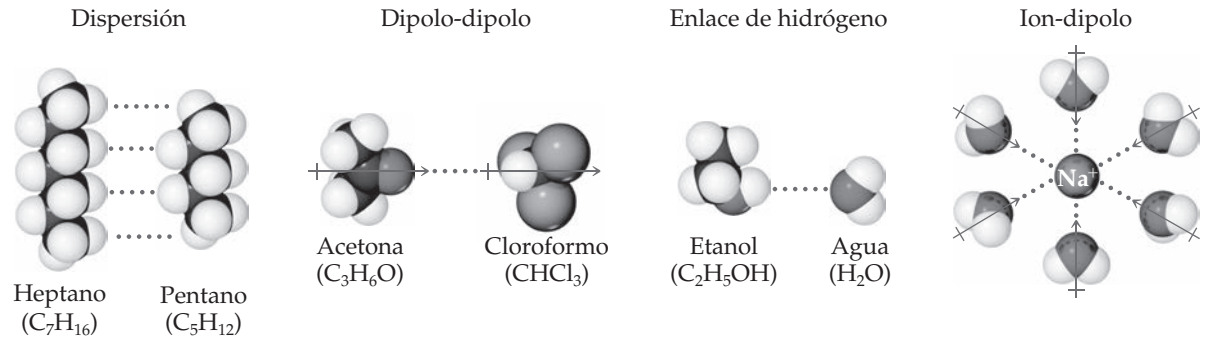
Recordemos que las fuerzas intermoleculares que hemos analizado anteriormente pueden operar entre las partículas del soluto y del disolvente en una disolución. Estas fuerzas se resumen en la ► **FIGURA 6.2**. Por ejemplo, las fuerzas de dispersión dominan cuando una sustancia no polar, como el C_7H_{16}, se disuelve en otra, como el C_5H_{12}, y las fuerzas ion-dipolo dominan en disoluciones de sustancias iónicas en agua.

En la formación de las disoluciones están implicados tres tipos de interacciones intermoleculares:

1. Deben superarse las interacciones *soluto-soluto* entre las partículas del soluto, para así dispersar las partículas de este a través del disolvente.

IMAGINE

¿Por qué el átomo de oxígeno en el H_2O apunta hacia el Na^+ en la interacción ion-dipolo?



▲ FIGURA 6.2 Interacciones intermoleculares implicadas en disoluciones.

2. Se deben vencer las interacciones *disolvente-disolvente* entre las partículas del disolvente, para así acomodar las partículas del soluto en el disolvente.
3. Las interacciones *disolvente-soluto* entre las partículas del disolvente y del soluto ocurren conforme se mezclan las partículas.

El grado en que una sustancia es capaz de disolverse en otra depende de las magnitudes relativas de estos tres tipos de interacciones. Las disoluciones se forman cuando las magnitudes de las interacciones disolvente-soluto son comparables o mayores que las interacciones soluto-soluto y disolvente-disolvente. Por ejemplo, el heptano (C_7H_{16}) y el pentano (C_5H_{12}) se disuelven entre sí en todas las proporciones. Para este análisis, y de manera arbitraria, sean el heptano y el pentano, el disolvente y el soluto, respectivamente. Ambas sustancias son no polares y las magnitudes de las interacciones disolvente-soluto (fuerzas atractivas de dispersión) son comparables a las interacciones soluto-soluto y disolvente-disolvente. Así, no existen fuerzas que impidan el mezclado, y la tendencia a mezclarse (incremento de entropía) hace que la disolución se forme espontáneamente.

El NaCl sólido se disuelve rápidamente en agua porque las interacciones atractivas disolvente-soluto entre las moléculas polares de H_2O y los iones son lo suficientemente intensas para superar las interacciones atractivas soluto-soluto entre los iones en el NaCl(*s*) y las interacciones atractivas disolvente-disolvente entre las moléculas de H_2O. Cuando se agrega NaCl al agua (► **FIGURA 6.3**), las moléculas de agua se orientan a sí mismas sobre la superficie de los cristales de NaCl, con el extremo positivo del dipolo de agua orientado hacia los iones Cl^- y el extremo negativo orientado hacia los iones Na^+. Estas atracciones ion-dipolo son lo suficientemente intensas para arrancar a los iones superficiales del sólido, superando así a las interacciones soluto-soluto. Para que el sólido se disuelva, también deben vencerse algunas interacciones disolvente-disolvente para hacer espacio a los iones y permitirles acomodarse entre las moléculas de agua.

Una vez separados del sólido, los iones Na^+ y Cl^- son rodeados por moléculas de agua. Estas interacciones entre moléculas de soluto y moléculas de disolvente se conocen como **solvatación**. Cuando el disolvente es agua, las interacciones también se conocen como **hidratación**.

PIÉNSELO UN POCO

¿Por qué el NaCl no se disuelve en disolventes no polares como el hexano, C_6H_{14}?

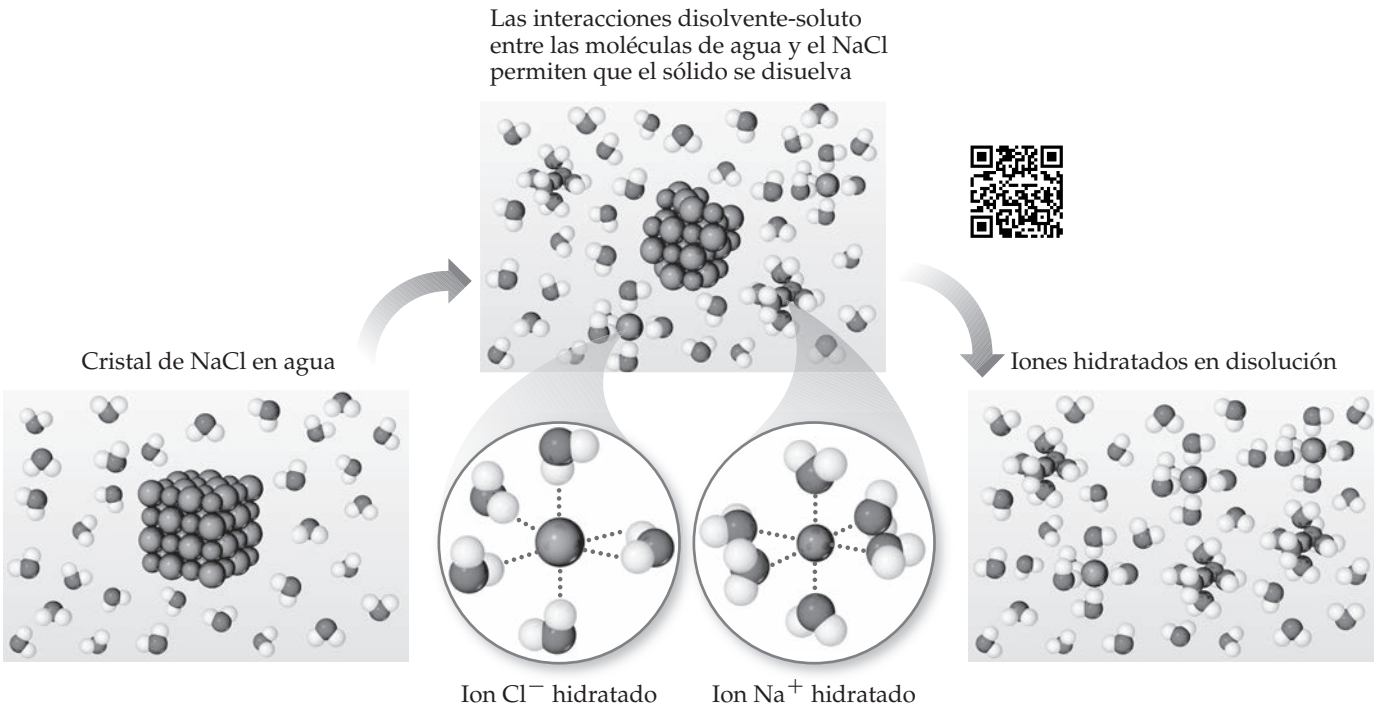
6.2 TIPOS DE ELECTROLITOS

A edad temprana se aprende a no colocar aparatos eléctricos en la bañera para evitar electrocutarse, lo cual es una lección útil porque la mayor parte del agua existente en la vida diaria conduce electricidad. Sin embargo, el agua pura tiene baja conducción eléctrica. La conductividad del agua para bañarse se origina en las sustancias disueltas en el agua, no en el agua misma.

No todas las sustancias que se disuelven en agua hacen que la disolución resultante sea conductora. Imagine que prepara dos disoluciones acuosas, una disolviendo una cucharadita de sal de mesa (cloruro de sodio) en una taza de agua, y la otra disolviendo una cucharadita de

IMAGINE

¿Cómo difieren entre sí las orientaciones de las moléculas de H_2O alrededor del Na^+ y del Cl^-?



▲ FIGURA 6.3 Disolución de un sólido iónico en agua.

azúcar de mesa (sacarosa) en una taza de agua (**▼ FIGURA 6.4**). Ambas disoluciones son transparentes e incoloras, pero tienen muy diferentes conductividades eléctricas: la disolución salina es buena conductora de electricidad, mientras que la azucarada no lo es.

Para que se ilumine la bombilla en el dispositivo de la figura 6.4, debe haber una corriente eléctrica (es decir, un *flujo* de partículas cargadas eléctricamente) entre los dos electrodos inmersos en la disolución. La conductividad del agua pura no es suficiente para completar el circuito eléctrico y encender la bombilla. La situación cambia cuando hay iones presentes en la disolución porque los iones llevan carga eléctrica de un electrodo al otro, completando el circuito. Así, la conductividad de las disoluciones de NaCl indica la presencia de iones. La falta de conductividad de las disoluciones de sacarosa indica la ausencia de iones. Cuando el NaCl se disuelve en agua, la disolución contiene iones Na^+ y Cl^-, cada uno rodeado por moléculas de agua. Cuando la sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) se disuelve en agua, la disolución solo contiene moléculas neutras de sacarosa rodeadas por moléculas de agua.

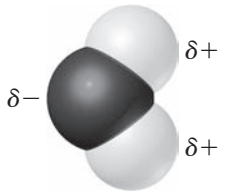
Una sustancia (como el NaCl) cuyas disoluciones acuosas contienen iones se conoce como **electrolito**. Una sustancia (como la $C_{12}H_{22}O_{11}$) que no forma iones en disolución se conoce como **no electrolito**. Las diferentes clasificaciones del NaCl y la $C_{12}H_{22}O_{11}$ se deben en gran medida a que el NaCl es iónico, mientras que la $C_{12}H_{22}O_{11}$ es molecular.

El agua pura, $H_2O(l)$
no conduce electricidad

Una disolución de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}(ac)$
no es electrolito y no conduce la electricidad

Una disolución de cloruro de sodio, NaCl(*ac*)
es electrolito y conduce la electricidad

◄ FIGURA 6.4 Conductividades eléctricas del agua y de dos disoluciones acuosas.



Compuestos iónicos en agua

Recuerde que el NaCl sólido consiste de un arreglo ordenado de iones Na^+ y Cl^-. Cuando el NaCl se disuelve en agua, cada ion se separa de la estructura sólida y se dispersa a través de la disolución [▼ **FIGURA 6.5***a*)]. El sólido iónico se *disocia* en sus iones componentes conforme se disuelve.

El agua es un disolvente muy efectivo para compuestos iónicos. Aunque el H_2O es una molécula eléctricamente neutra, el átomo de O es rico en electrones y tiene una carga parcial negativa, denotada con δ^-. Cada átomo de H tiene una carga parcial positiva, denotada con δ^+. Los cationes son atraídos por el extremo negativo del H_2O, y los aniones son atraídos por el extremo positivo.

Cuando un compuesto iónico se disuelve, los iones son rodeados por moléculas de H_2O, como se muestra en la figura 6.5*a*). Se dice que los iones están *solvatados*. En las ecuaciones químicas, estos iones se denotan escribiéndolos como $Na^+(ac)$ y $Cl^-(ac)$, donde *ac* es una abreviatura de *acuoso*. La **solvatación** ayuda a estabilizar a los iones en disolución y evita que los cationes y los aniones se recombinen. Además, debido a que los iones y sus corazas de moléculas de agua que los rodean pueden moverse libremente, los iones se dispersan de manera uniforme a través de la disolución.

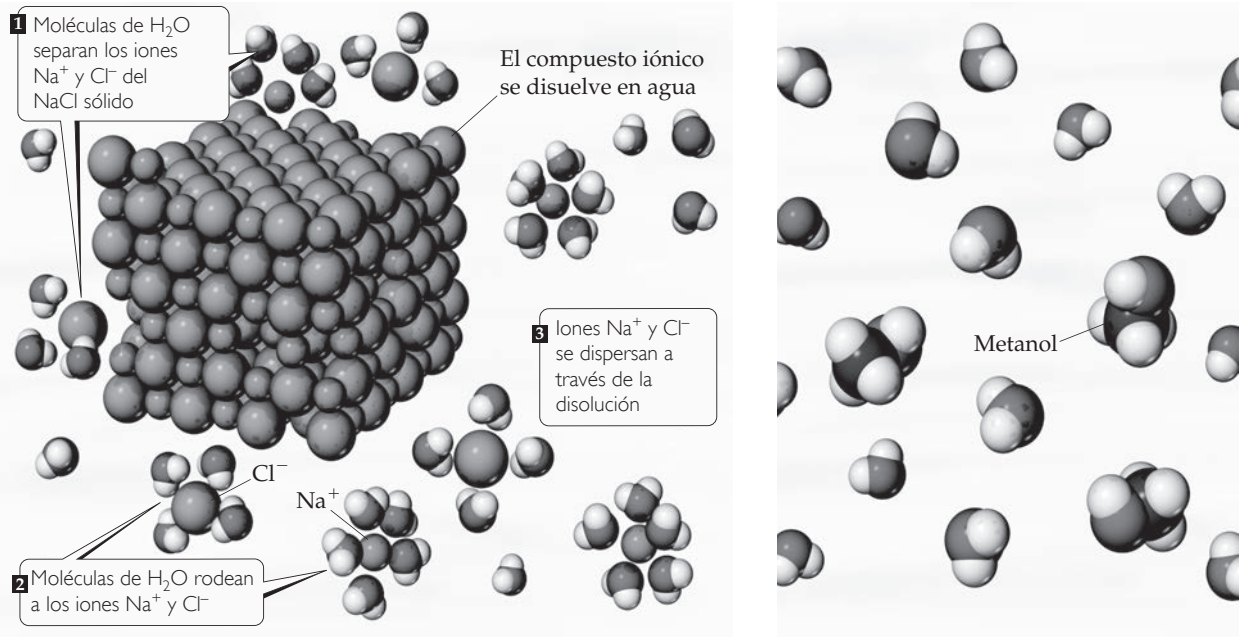
Por lo general, es posible predecir la naturaleza de los iones en una disolución de un compuesto iónico, a partir del nombre químico de la sustancia. Por ejemplo, el sulfato de sodio (Na_2SO_4) se disocia en iones sodio (Na^+) y en iones sulfato (SO_4^{2-}). El lector deberá recordar las fórmulas y las cargas de iones comunes, para comprender las formas en que existen los compuestos iónicos en disolución acuosa.

PIÉNSELO UN POCO

¿Qué especies se encuentran disueltas en una disolución de
a) KCN?
b) $NaClO_4$?

IMAGINE

¿Cuál disolución, NaCl(*ac*) o $CH_3OH(ac)$, conduce la electricidad?



a) Los compuestos iónicos como el cloruro de sodio, NaCl, forman iones cuando se disuelven

b) Las sustancias moleculares como el metanol, CH_3OH, se disuelven sin formar iones

▲ **FIGURA 6.5** **Disolución en agua.** *a*) Cuando un compuesto iónico, como el cloruro de sodio, NaCl, se disuelve en agua, las moléculas de H_2O se separan, para luego rodear y dispersar de manera uniforme los iones en el líquido. *b*) Las sustancias moleculares que se disuelven en agua, como el metanol, CH_3OH, generalmente lo hacen sin formar iones. Se puede pensar que esto es un simple mezclado de dos especies moleculares. En *a*) y *b*) las moléculas de agua se separaron, para que las partículas del soluto puedan verse con mayor claridad.

Compuestos moleculares en agua

Cuando un compuesto molecular se disuelve en agua, la disolución generalmente consiste en moléculas intactas dispersas a través de la disolución. En consecuencia, la mayoría de los compuestos moleculares son no electrolitos. Como se ha visto, el azúcar de mesa (sacarosa) es un no electrolito. Como otro ejemplo, una disolución de metanol (CH_3OH) en agua consiste completamente en moléculas de CH_3OH dispersas en el agua [figura 6.5*b*)].

Unas cuantas sustancias moleculares tienen disoluciones acuosas que contienen iones. Los ácidos son los más importantes de estas disoluciones. Por ejemplo, cuando el HCl(*g*) se disuelve en agua para formar ácido clorhídrico, HCl(*ac*), se *ioniza*; es decir, se disocia en iones $H^+(ac)$ y $Cl^-(ac)$.

Electrolitos fuertes y débiles

Los electrolitos difieren en cuanto a su capacidad de conducir la electricidad. Los **electrolitos fuertes** son aquellos solutos que existen completamente, o casi por completo, como iones en disolución. En esencia, todos los compuestos iónicos solubles en agua (como el NaCl) y algunos compuestos moleculares (como el HCl) son electrolitos fuertes. Los **electrolitos débiles** son aquellos solutos que existen en su mayoría en forma de moléculas neutras en disolución, con solo una pequeña fracción en forma de iones. Por ejemplo, en muchas disoluciones de ácido acético (CH_3COOH), la mayor parte del soluto está presente como moléculas de $CH_3COOH(ac)$; solo una fracción del CH_3COOH se disocia en iones $H^+(ac)$ y $CH_3COO^-(ac)$.*

Se debe ser cuidadoso para no confundir el grado en que se disuelve un electrolito (su solubilidad) con su calidad de fuerte o débil. Por ejemplo, el CH_3COOH es extremadamente soluble en agua, pero es un electrolito débil. Por otra parte, el $Ca(OH)_2$ no es muy soluble en agua, pero la cantidad de sustancia que se disuelve se disocia casi por completo. Así, el $Ca(OH)_2$ es un electrolito fuerte.

Cuando un electrolito débil como el ácido acético se ioniza en disolución, la reacción se escribe en la forma

$$CH_3COOH(ac) \rightleftharpoons CH_3COO^-(ac) + H^+(ac) \qquad [6.1]$$

Las dos flechas apuntando en direcciones opuestas indican que la reacción es significativa en ambas direcciones. En cualquier momento dado, algunas moléculas de CH_3COOH se ionizan para formar iones H^+ y CH_3COO^-, pero algunos otros iones H^+ y CH_3COO^- se vuelven a combinar para formar CH_3COOH. El balance entre estos procesos opuestos determina las cantidades relativas de iones y de moléculas neutras. Este balance produce un estado de **equilibrio químico** en el cual las cantidades relativas de cada tipo de ion o molécula que participan en la reacción son constantes en el tiempo. Los químicos utilizan dos flechas que señalan en sentidos opuestos para representar la ionización de electrolitos débiles, y una sola flecha para representar la ionización de electrolitos fuertes. Puesto que el HCl es un electrolito fuerte, la ecuación para su ionización se escribe como:

$$HCl(ac) \longrightarrow H^+(ac) + Cl^-(ac) \qquad [6.2]$$

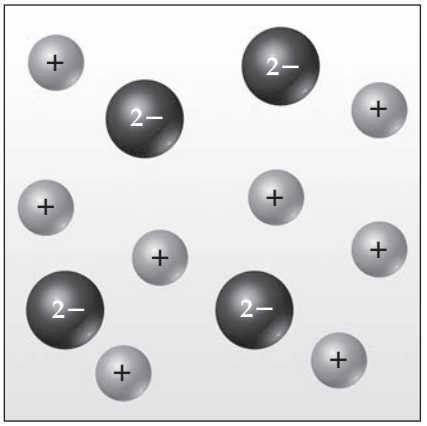
La ausencia de una flecha inversa indica que los iones H^+ y Cl^- no tienen tendencia a recombinarse para formar moléculas de HCl.

Más adelante se verá cómo utilizar la composición de un compuesto para predecir si este es un electrolito fuerte, débil o un no electrolito. Por el momento, solo debe recordar que *los compuestos iónicos solubles en agua son electrolitos fuertes.* Los compuestos iónicos se distinguen por estar formados por metales y no metales [por ejemplo, el NaCl, el $FeSO_4$ y el $Al(NO_3)_3$]. Los compuestos que contienen el ion amonio, NH_4^+ [por ejemplo, el NH_4Br y el $(NH_4)_2CO_3$], son excepciones a esta regla general.

PIÉNSELO UN POCO

¿Qué soluto ocasionará que la bombilla en la figura 6.4 ilumine con mayor intensidad, CH_3OH, NaOH o CH_3COOH?

*La fórmula química del ácido acético algunas veces se escribe como $HC_2H_3O_2$, de manera que la fórmula se parezca a la de otros ácidos comunes, como el HCl. La fórmula CH_3COOH da cuenta de la estructura molecular del ácido acético, con el H ácido unido al átomo de O al final de la fórmula.



EJERCICIO RESUELTO 6.1 **Cómo relacionar la cantidad relativa de aniones y cationes con sus fórmulas químicas**

El diagrama de la derecha representa una disolución acuosa de uno de los siguientes compuestos: $MgCl_2$, KCl o K_2SO_4. ¿Cuál es la disolución que el diagrama representa mejor?

SOLUCIÓN

Análisis Se pide asociar las esferas cargadas del diagrama con los iones presentes en una disolución de una sustancia iónica.

Estrategia Se examina cada sustancia iónica mencionada en el planteamiento del problema, para determinar las cantidades relativas y las cargas de sus iones. Entonces se correlacionan estas especies iónicas con las que se muestran en el diagrama.

Solución El diagrama muestra el doble de cationes que de aniones, lo cual es congruente con la fórmula K_2SO_4.

Comprobación Observe que la carga neta del diagrama es cero, como debe ser si representa a una sustancia iónica.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Si usted tuviera que dibujar diagramas representando disoluciones acuosas de: *a*) $NiSO_4$, *b*) $Ca(NO_3)_2$, *c*) Na_3PO_4, *d*) $Al_2(SO_4)_3$, ¿cuántos aniones dibujaría si el diagrama tuviera seis cationes?

Respuestas: *a*) 6, *b*) 12, *c*) 2, *d*) 9

Cambios de energía en la formación de disoluciones

Por lo regular, los procesos de disolución van acompañados por cambios en la entalpía. Por ejemplo, cuando el NaCl se disuelve en agua, el proceso es ligeramente endotérmico, $\Delta H_{disoln} = 3.9$ kJ/mol. Puede emplearse la ley de Hess para analizar cómo las interacciones soluto-soluto, disolvente-disolvente y soluto-disolvente influyen en la entalpía de la disolución.

Puede considerarse que el proceso de formación de una disolución se conforma por tres partes, cada una con un cambio de entalpía asociado: las partículas del soluto se separan entre sí (ΔH_{soluto}), las partículas del disolvente se apartan una de otra (ΔH_{disolv}) y las partículas del soluto y del disolvente se mezclan (ΔH_{mezcla}). El cambio de entalpía total, ΔH_{disoln}, es

$$\Delta H_{disoln} = \Delta H_{soluto} + \Delta H_{disolv} + \Delta H_{mezcla} \qquad [6.3]$$

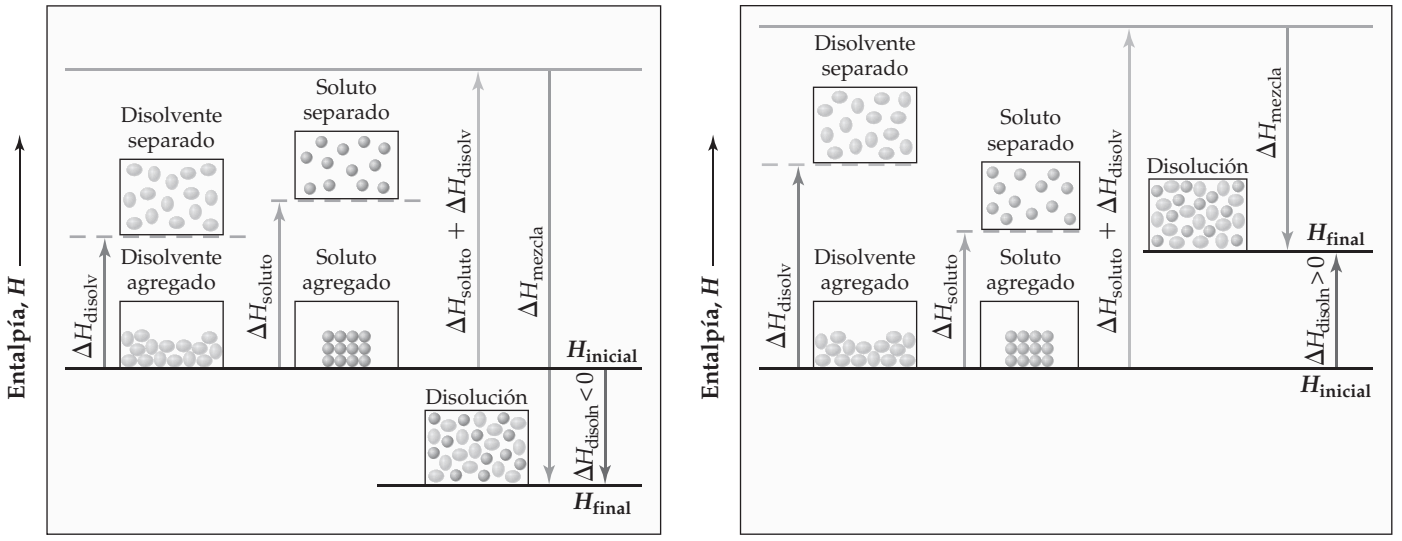
La separación de las partículas del soluto requiere una adición de energía para superar sus interacciones de atracción. Por lo tanto, el proceso es endotérmico ($\Delta H_{soluto} > 0$). De manera similar, la separación de las moléculas del disolvente para dar cabida al soluto también requiere energía ($\Delta H_{disolv} > 0$). El tercer componente, que surge de las interacciones de atracción entre las partículas del soluto y las partículas del disolvente siempre es exotérmico ($\Delta H_{mezcla} < 0$).

Como se aprecia en la ► **FIGURA 6.6**, los tres términos de entalpía de la ecuación 6.3 pueden sumarse, lo que da como resultado un valor positivo o uno negativo. Así, la formación de una disolución puede ser exotérmica o endotérmica. Por ejemplo, cuando el sulfato de magnesio ($MgSO_4$) se agrega al agua, el proceso de formación de la disolución es exotérmico: $\Delta H_{disoln} = -91.2$ kJ/mol. En cambio, la disolución de nitrato de amonio (NH_4NO_3) es endotérmica: $\Delta H_{disoln} = 26.4$ kJ/mol. Estas sales particulares son los principales componentes en las compresas calientes y de hielo que se utilizan para tratar las lesiones de los deportistas (► **FIGURA 6.7**). Las compresas consisten en una bolsa de agua y la sal sólida sellada, $MgSO_4(s)$ para las compresas calientes y $NH_4NO_3(s)$ para las compresas frías. Cuando se aprieta la compresa, se rompe el sello que separa al sólido del agua y se forma una disolución, la cual aumenta o disminuye la temperatura.

El cambio de entalpía de un proceso puede darnos información acerca del avance del proceso. Los procesos exotérmicos tienden a suceder espontáneamente. Por otra parte, si ΔH_{disoln} es muy endotérmico, entonces el soluto no podría disolverse de manera significativa en el disolvente seleccionado. Así, para que se formen las disoluciones, la interacción disolvente-soluto debe ser lo suficientemente fuerte para que ΔH_{mezcla} sea comparable en magnitud con $\Delta H_{soluto} + \Delta H_{disolv}$. Este hecho explica por qué los solutos iónicos no se disuelven en disolventes no polares. Las moléculas de los disolventes no polares solo experimentan

IMAGINE

¿Qué comparación existe entre la magnitud de ΔH_{mezcla} con la magnitud de $\Delta H_{soluto} + \Delta H_{disolv}$ para el proceso de formación de la disolución exotérmica?



Proceso exotérmico de formación de una disolución

Proceso endotérmico de formación de una disolución

▲ **FIGURA 6.6** **Cambios de entalpía que acompañan al proceso de disolución.**

débiles interacciones de atracción con los iones, las cuales no compensan las energías necesarias para separar los iones entre sí.

Mediante un razonamiento similar, sabemos que un soluto líquido polar, como el agua, no se disuelve en un disolvente líquido no polar, como el octano (C_8H_{18}). Las moléculas de agua experimentan entre sí fuertes interacciones por enlaces de hidrógeno. Estas fuerzas de atracción deben superarse para que las moléculas de agua se dispersen en el disolvente octano. La energía necesaria para separar las moléculas de H_2O no se obtiene de la energía debida a las interacciones atractivas entre las moléculas de H_2O y de C_8H_{18}.

▲ **FIGURA 6.7** **Compresa de hielo instantáneo de nitrato de amonio.**

REFLEXIÓN

De acuerdo con la naturaleza de los compuestos, ¿puedo asociar el tipo de fuerza intermolecular con la que actúa en un solvente determinado?
¿Comprendo la diferencia entre un proceso exotérmico y uno endotérmico?

PIÉNSELO UN POCO

Indique si los siguientes procesos son exotérmicos o endotérmicos:

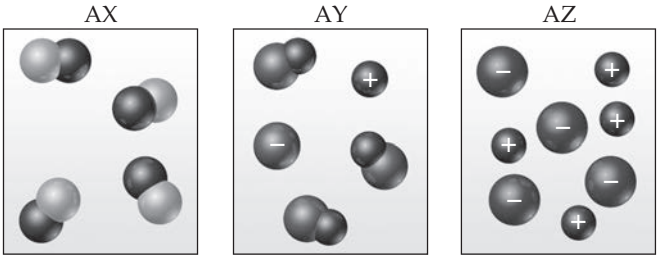
a) el rompimiento de las interacciones disolvente-disolvente para formar partículas separadas;
b) la formación de las interacciones disolvente-soluto a partir de partículas separadas.

ACTIVIDAD

Conteste razonadamente las siguientes preguntas.

1. En general, las fuerzas de atracción intermolecular entre un disolvente y las partículas de un soluto deben ser comparables o más grandes que en las interacciones soluto-soluto para que ocurra una solubilidad significativa. Explique este enunciado en términos de los aspectos energéticos generales durante la formación de la disolución.

2. Las disoluciones acuosas de tres sustancias diferentes, AX, AY y AZ, están representadas por los tres diagramas que aparecen a continuación. Identifique cada sustancia como electrolito fuerte, electrolito débil o como no electrolito.



a) *b*) *c*)

3. *a*) Considerando los aspectos energéticos en las interacciones soluto-soluto, disolvente-disolvente y soluto-disolvente, explique por qué el NaCl se disuelve en agua pero no en benceno (C_6H_6). *b*) ¿Cuáles son los factores que hacen que un catión esté fuertemente hidratado?

4. Indique el tipo de interacción soluto-disolvente que debería ser el más importante en cada una de las siguientes disoluciones: *a*) CCl_4 en benceno (C_6H_6), *b*) metanol (CH_3OH) en agua, *c*) KBr en agua, *d*) HCl en acetonitrilo (CH_3CN).

5. Cuando se disuelve metanol, CH_3OH, en agua, da como resultado una disolución no conductora. Cuando el ácido acético, CH_3COOH, se disuelve en agua, la disolución es ácida y conduce débilmente la electricidad. Describa qué sucede durante la disolución en ambos casos y explique los diferentes resultados.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Con ayuda de la información que se expone en el texto, y complementando con investigaciones en diversas fuentes (libros o sitios de Internet confiables), responda lo siguiente:

1. Realice una rueda de atributos colocando en el centro la palabra “disolución”, y alrededor de ella describa su definición, los factores que afectan su formación y las propiedades que posee.

2. ¿Por qué se presentan cambios energéticos cuando se forma una disolución?

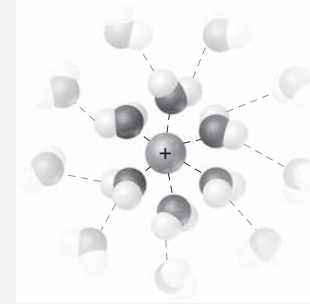
3. ¿En qué estado de agregación se encuentran las disoluciones?

4. ¿Qué es lo que hace que una sustancia sea polar o no polar?

5. Clasifique el contenido de los siguientes contenedores en orden de entropía creciente.

a) *b*) *c*)

6. Esta figura muestra la interacción de un catión con moléculas de agua circundantes.



¿Esperaría que la energía de la interacción ion-disolvente sea mayor para Na^+ o para Li^+? Explique.

7. ¿Cómo afecta la energía de red de un sólido iónico a su solubilidad en agua?
8. Un compuesto iónico tiene un valor de ΔH_{disoln} muy negativo en agua. ¿Esperaría que sea muy soluble o casi insoluble en agua? Explique en términos de los cambios de entalpía y de entropía que acompañan al proceso.
9. Cuando el cloruro de amonio se disuelve en agua, la disolución se enfría. *a*) ¿El proceso de formación de la disolución es exotérmico o endotérmico? *b*) ¿Por qué se forma la disolución?

Formación de disoluciones y reacciones químicas

Al analizar las disoluciones, debe tenerse cuidado de distinguir el proceso físico del proceso de la formación de disoluciones a partir de las reacciones químicas que dan lugar a una disolución. Por ejemplo, el níquel metálico se disuelve en contacto con una disolución de ácido clorhídrico porque ocurre la siguiente reacción:

$$Ni(s) + 2\,HCl(ac) \longrightarrow NiCl_2(ac) + H_2(g) \qquad [6.4]$$

En este ejemplo, la disolución resultante no es la del Ni metálico sino la de su sal, $NiCl_2$. Si la disolución se evapora a sequedad, se recupera $NiCl_2 \cdot 6\,H_2O(s)$ (▼ **FIGURA 6.8**). Por otra parte, cuando se disuelve NaCl(*s*) en agua, no ocurre reacción química alguna. Si la disolución se evapora a sequedad, se recupera NaCl. En este capítulo tratamos las disoluciones a partir de las cuales se puede recuperar el soluto intacto de la disolución.

6.3 DISOLUCIONES SATURADAS Y SOLUBILIDAD

Cuando un soluto sólido empieza a disolverse en un disolvente, aumenta la concentración de las partículas del soluto en la disolución, incrementando las posibilidades de que algunas partículas de soluto choquen con la superficie del sólido y vuelvan a unirse a este. Dicho proceso, que es el opuesto al proceso de disolución, se conoce como **cristalización**. Así, ocurren dos procesos opuestos en una disolución en contacto con soluto no disuelto. Esta situación se representa en una ecuación química con dos medias flechas

$$\text{Soluto} + \text{disolvente} \underset{\text{cristaliza}}{\overset{\text{disuelve}}{\rightleftharpoons}} \text{disolución} \qquad [6.5]$$

Níquel metálico y ácido clorhídrico

El níquel reacciona con el ácido clorhídrico, formando $NiCl_2(ac)$ y $H_2(g)$. La disolución es de $NiCl_2$, no de Ni metálico

El $NiCl_2 \cdot 6H_2O(s)$ permanece cuando el disolvente se evaporó

▲ **FIGURA 6.8** **La reacción entre níquel metálico y ácido clorhídrico *no* es una disolución simple.**

UNA MIRADA DE CERCA

HIDRATOS

Con frecuencia quedan iones hidratados en las sales cristalinas que se obtienen por la evaporación del agua de disoluciones acuosas. Ejemplos comunes incluyen $FeCl_3 \cdot 6\ H_2O$ [cloruro de hierro(III) hexahidratado] y $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ [sulfato de cobre(II) pentahidratado]. El $FeCl_3 \cdot 6\ H_2O$ consiste en iones $Fe(H_2O)_6^{3+}$ y Cl^-; el $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ consiste en iones $Cu(H_2O)_4^{2+}$ y $SO_4(H_2O)^{2-}$. Las moléculas de agua también pueden ocupar posiciones de la red cristalina que no están específicamente asociadas con un catión o con un anión. El $BaCl_2 \cdot 2\ H_2O$ (cloruro de bario dihidratado) es un ejemplo. Los compuestos como el $FeCl_3 \cdot 6\ H_2O$, $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ y $BaCl_2 \cdot 2\ H_2O$, los cuales contienen una sal y agua combinadas en proporciones definidas, se conocen como *hidratos*. El agua asociada con ellos se conoce como *agua de hidratación*. La ► **FIGURA 6.9** muestra un hidrato y la correspondiente sustancia anhidra (libre de agua).

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ $CuSO_4$

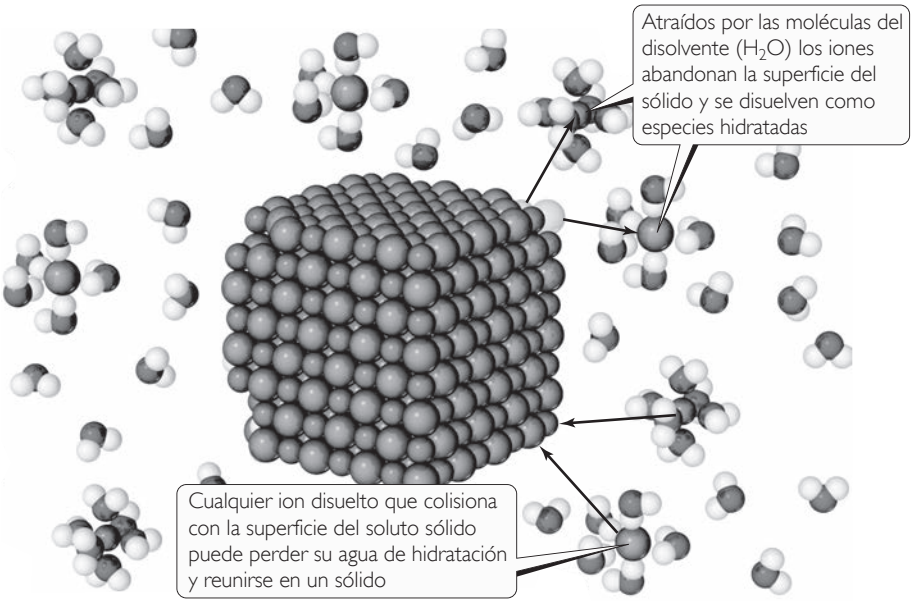
▲ **FIGURA 6.9 Un hidrato y su sal anhidra.** La sal anhidra es la sustancia blanca que se vuelve azul (aquí en gris) al adicionarle agua.

Cuando las velocidades de estos procesos opuestos se igualan, se establece un *equilibrio dinámico* y ya no existe un aumento posterior en la cantidad de soluto en la disolución (▼ **FIGURA 6.10**).

Una disolución que se encuentra en equilibrio con el soluto no disuelto está **saturada**. Si se agrega más soluto a una disolución saturada, este no se disolverá. La cantidad de soluto necesaria para formar una disolución saturada en una cantidad dada de disolvente se conoce como la **solubilidad** de dicho soluto. Es decir, *la solubilidad es la cantidad máxima de soluto que se disolverá en una cantidad dada de disolvente a una temperatura específica, considerando*

IMAGINE

¿Cuáles son los dos procesos representados en esta figura? ¿Cuáles son sus velocidades relativas en equilibrio?



▲ **FIGURA 6.10 Equilibrio dinámico en una disolución saturada con exceso de soluto iónico.**

que hay soluto en exceso presente. Por ejemplo, la solubilidad del NaCl en agua a 0 °C es de 35.7 g por 100 mL de agua. Esta es la cantidad máxima de NaCl que se puede disolver en agua para dar una disolución estable, en equilibrio a esa temperatura.

Si disolvemos menos soluto que el necesario para formar una disolución saturada, la disolución será **insaturada**. Así, una disolución que contiene 10.0 g de NaCl por 100 mL de agua a 0 °C está **insaturada** porque tiene la capacidad de disolver más soluto.

En condiciones adecuadas, es posible formar disoluciones que contengan una mayor cantidad de soluto que el necesario para formar una disolución saturada. Tales disoluciones están **sobresaturadas**. Por ejemplo, cuando una disolución saturada de acetato de sodio se prepara a una temperatura elevada y después se enfría lentamente, todo el soluto puede permanecer disuelto aun cuando la solubilidad disminuye conforme desciende la temperatura. Debido a que el soluto en una disolución sobresaturada está presente en una concentración más elevada que la concentración de equilibrio, las disoluciones sobresaturadas son inestables. Sin embargo, para que haya cristalización, las partículas del soluto deben acomodarse de manera adecuada para formar cristales. La adición de un pequeño cristal del soluto (un cristal semilla) aporta una plantilla para la cristalización del soluto en exceso, lo que conduce a una disolución saturada en contacto con el sólido en exceso (▼ **FIGURA 6.11**).

PIÉNSELO UN POCO

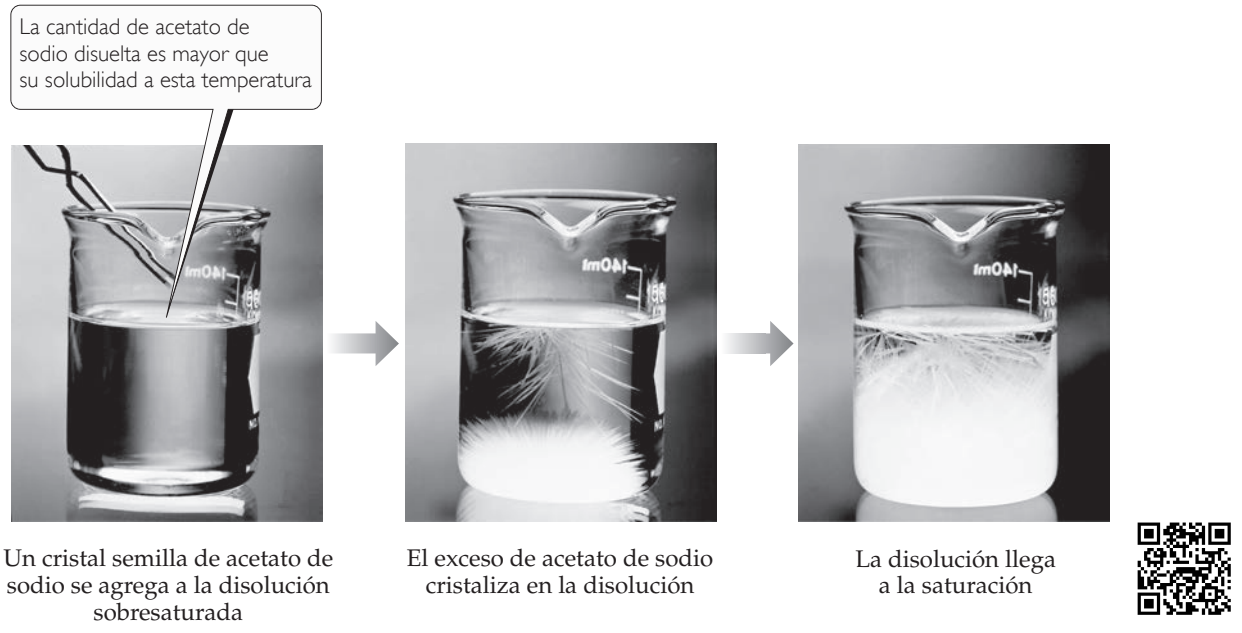
¿Qué ocurre si a una disolución saturada se le agrega soluto?

6.4 FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

En los temas anteriores se ha estudiado que el grado en que una sustancia se disuelve en otra depende de la naturaleza de ambas sustancias. También depende de la temperatura y, al menos en el caso de los gases, de la presión.

IMAGINE

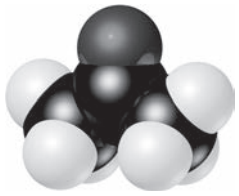
En la fotografía, ¿cuál es la evidencia de que la disolución de la izquierda sea sobresaturada?

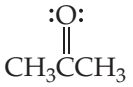


▲ **FIGURA 6.11** **Precipitación de una disolución de acetato de sodio sobresaturada.** La disolución a la izquierda se formó disolviendo 170 g de la sal en 100 mL de agua a 100 °C, y entonces lentamente se enfrió a 20 °C. Ya que la solubilidad del acetato de sodio en agua a 20 °C es de 46 g por 100 mL, la disolución es sobresaturada. La adición de un cristal de acetato de sodio provoca que cristalice el exceso de soluto de la disolución.

TABLA 6.1 • Solubilidades de gases en agua a 20 °C, con una presión del gas de 1 atm

Gas	Solubilidad (*M*)
N_2	0.69×10^{-3}
CO	1.04×10^{-3}
O_2	1.38×10^{-3}
Ar	1.50×10^{-3}
Kr	2.79×10^{-3}





Acetona

▲ **FIGURA 6.12 El hexano es inmiscible con el agua.** El hexano es la capa superior porque es menos denso que el agua.

Interacciones soluto-disolvente

La tendencia natural de las sustancias para mezclarse y las diversas interacciones entre las partículas de soluto y de disolvente están implicadas en la determinación de las solubilidades. Sin embargo, se puede comprender mejor el proceso al enfocarse en la interacción entre el soluto y el disolvente. Por ejemplo, los datos en la ◄ **TABLA 6.1** indican que las solubilidades de varios gases simples en agua aumentan conforme crecen la masa molecular y/o la polaridad. Las fuerzas atractivas entre las moléculas del gas y las moléculas del disolvente son principalmente fuerzas de dispersión, las cuales aumentan cuando se incrementan el tamaño y la masa molecular. Así, los datos indican que las solubilidades de los gases en agua aumentan conforme crece la atracción entre el soluto (gas) y el disolvente (agua). En general, cuando otros factores de los que depende la solubilidad son comparables, *cuanto más intensas sean las atracciones entre las moléculas del soluto y del disolvente, mayor será la solubilidad del soluto en ese disolvente*.

Debido a las atracciones favorables dipolo-dipolo entre las moléculas del disolvente y las moléculas del soluto, *los líquidos polares tienden a disolverse en disolventes polares*. El agua es polar y también tiene la capacidad de formar enlaces de hidrógeno. Así, las moléculas polares, especialmente aquellas que pueden formar enlaces de hidrógeno con moléculas de agua, tienden a ser solubles en agua. Por ejemplo, la acetona, una molécula polar con la fórmula estructural que se presenta en el margen, se mezcla en todas las proporciones con el agua. La acetona tiene un enlace fuertemente polar C═O y pares de electrones no enlazantes en el átomo de O que pueden formar enlaces de hidrógeno con el agua.

Los pares de líquidos, como la acetona y el agua, que se mezclan en todas las proporciones son **miscibles**, mientras que aquellos que no se disuelven entre sí son **inmiscibles**. La gasolina, que es una mezcla de hidrocarburos, es inmiscible con el agua. Los hidrocarburos son sustancias no polares debido a varios factores: los enlaces C—C son no polares, los enlaces C—H casi no son polares y las moléculas son lo suficientemente simétricas para cancelar gran parte de los débiles dipolos de enlace C—H. La atracción entre las moléculas polares de agua y las moléculas no polares de los hidrocarburos no es lo suficientemente fuerte para permitir la formación de una disolución. *Los líquidos no polares tienden a ser insolubles en líquidos polares*, como se muestra en la ◄ **FIGURA 6.12** para el hexano (C_6H_{14}) y el agua.

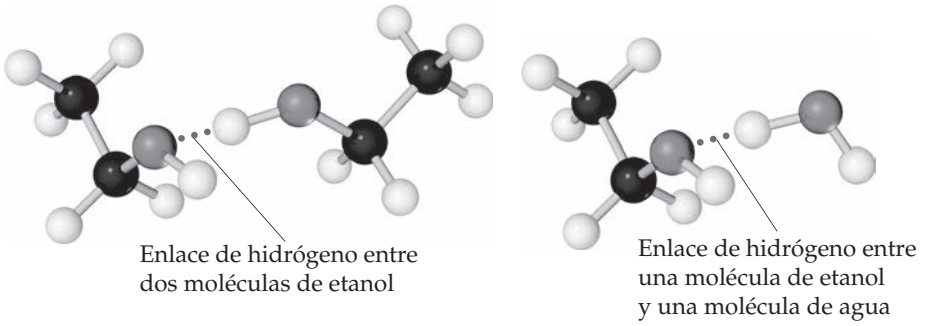
Muchos compuestos orgánicos tienen grupos polares asociados a una estructura no polar de carbono y de átomos de hidrógeno. Por ejemplo, la serie de compuestos orgánicos en la ▼ **TABLA 6.2** contienen el grupo OH polar. Los compuestos orgánicos con esta característica molecular se conocen como *alcoholes*. El enlace O—H puede formar enlaces de hidrógeno. Por ejemplo, las moléculas de etanol (CH_3CH_2OH) son capaces de formar enlaces de hidrógeno con moléculas de agua y también entre sí (► **FIGURA 6.13**). Como resultado, las fuerzas soluto-soluto, disolvente-disolvente y soluto-disolvente no son muy distintas en una mezcla de CH_3CH_2OH y H_2O. Cuando las moléculas se mezclan, no hay cambios importantes en su ambiente. Por lo tanto, el aumento en entropía cuando los componentes se mezclan desempeña un papel importante en la formación de la disolución, y el etanol es completamente miscible con el agua.

En la tabla 6.2 se observa que el número de átomos de carbono en un alcohol afecta su solubilidad en agua. Conforme este número aumenta, el grupo polar OH se vuelve una parte

TABLA 6.2 • Solubilidades de algunos alcoholes en agua y en hexano*

Alcohol	Solubilidad en H_2O	Solubilidad en C_6H_{14}
CH_3OH (metanol)	∞	0.12
CH_3CH_2OH (etanol)	∞	∞
$CH_3CH_2CH_2OH$ (propanol)	∞	∞
$CH_3CH_2CH_2CH_2OH$ (butanol)	0.11	∞
$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2OH$ (pentanol)	0.030	∞
$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2OH$ (hexanol)	0.0058	∞

*Expresadas en moles de alcohol/100 g de disolvente a 20 °C. El símbolo de infinito (∞) indica que el alcohol es completamente miscible con el disolvente.

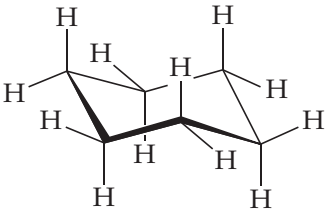


▲ **FIGURA 6.13** **Enlace de hidrógeno que implica grupos OH.**

cada vez más pequeña de la molécula y esta se comporta más como un hidrocarburo. La solubilidad del alcohol en agua disminuye de igual forma. Por otra parte, la solubilidad del alcohol en un disolvente no polar como el hexano (C_6H_{14}) aumenta conforme se incrementa la longitud de la cadena del hidrocarburo.

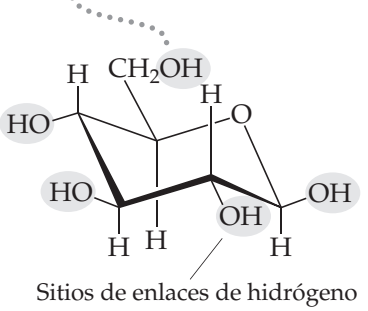
Una forma de mejorar la solubilidad de una sustancia en agua es aumentar el número de grupos polares que contiene la sustancia. Por ejemplo, al aumentar el número de grupos OH en un soluto se incrementa la cantidad de enlaces de hidrógeno entre el soluto y el agua, y por lo tanto, aumenta la solubilidad. La glucosa ($C_6H_{12}O_6$, ► **FIGURA 6.14**) tiene cinco grupos OH en una estructura de seis carbonos, lo que hace que la molécula sea muy soluble en agua (83 g se disuelven en 100 mL de agua a 17.5 °C).

A lo largo de los años, el análisis de diferentes combinaciones disolventes-solutos ha llevado a una importante generalización: *las sustancias con fuerzas de atracción intermoleculares similares tienden a ser solubles entre sí*. Esta generalización con frecuencia se expresa mediante el siguiente enunciado: "*Sustancias similares disuelven sustancias similares*". Es más probable que las sustancias no polares sean solubles en disolventes no polares; es más probable que los solutos iónicos y polares sean solubles en disolventes polares. Los sólidos de red como el diamante y el cuarzo no son solubles en disolventes polares ni en disolventes no polares, debido a sus fuerzas de enlace intensas dentro del sólido.



El ciclohexano, C_6H_{12}, el cual no tiene grupos OH polares, es esencialmente insoluble en agua

Los grupos OH permiten mejorar la solubilidad acuosa debido a su capacidad de formar enlaces de hidrógeno con el H_2O.



La glucosa, $C_6H_{12}O_6$, tiene cinco grupos OH y es altamente soluble en agua

▲ **FIGURA 6.14** **Estructura y solubilidad.**

PIÉNSELO UN POCO

Suponga que los hidrógenos de los grupos OH en la glucosa (figura 6.14) se reemplazaran con grupos metilo, CH_3. ¿Esperaría que la solubilidad en agua de la molécula resultante fuera mayor, menor o aproximadamente igual que la solubilidad de la glucosa?

EJERCICIO RESUELTO 6.2 Predicción de patrones de solubilidad

Prediga si cada una de las siguientes sustancias es más probable que se disuelva en el disolvente no polar tetracloruro de carbono (CCl_4) o en agua: C_7H_{16}, Na_2SO_4, HCl e I_2.

SOLUCIÓN

Análisis Se mencionan dos disolventes, uno que es no polar (CCl_4) y el otro que es polar (H_2O), y se pide determinar cuál será el mejor disolvente para cada uno de los solutos indicados.

Estrategia Al examinar las fórmulas de los solutos, es posible predecir si son iónicos o moleculares. En el caso de los moleculares, se puede predecir si son polares o no polares. Después aplique la idea de que el disolvente no polar será el mejor para los solutos no polares, mientras que el disolvente polar será el mejor para los solutos iónicos y polares.

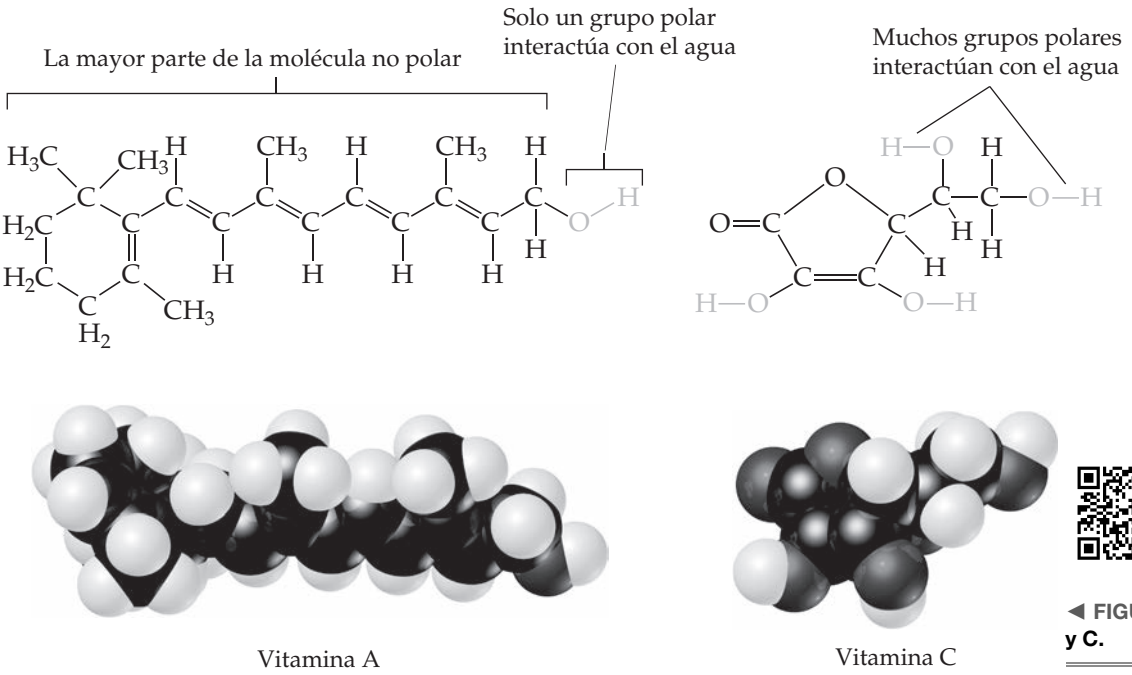
Solución El C_7H_{16} es un hidrocarburo, por lo que es molecular y no polar. El Na_2SO_4, un compuesto que contiene un metal y un no metal, es iónico. El HCl, una molécula diatómica que contiene dos no metales que difieren en electronegatividad, es polar. El I_2, una molécula diatómica con átomos de igual electronegatividad, es no polar. Por lo tanto, se predice que el C_7H_{16} y el I_2 (los solutos no polares) serían más solubles en el CCl_4 no polar que en el H_2O polar, mientras que el agua sería el mejor disolvente para el Na_2SO_4 y el HCl (los solutos iónico y covalente polar).

LA QUÍMICA Y LA VIDA

VITAMINAS SOLUBLES EN GRASAS Y EN AGUA

Las vitaminas tienen estructuras químicas únicas que afectan su solubilidad en diferentes partes del cuerpo humano. Por ejemplo, las vitaminas B y C son solubles en agua, mientras que las vitaminas A, D, E y K son solubles en disolventes no polares y en el tejido graso del cuerpo (que es no polar). Debido a su solubilidad en agua, las vitaminas B y C no se almacenan de manera apreciable en el cuerpo, por lo que los alimentos que contienen estas vitaminas deberían incluirse en la dieta diaria. En cambio, las vitaminas solubles en grasas se almacenan en cantidades suficientes como para evitar que se presenten enfermedades por deficiencia de vitaminas, incluso si una persona ha estado con una dieta deficiente en vitaminas durante un largo periodo.

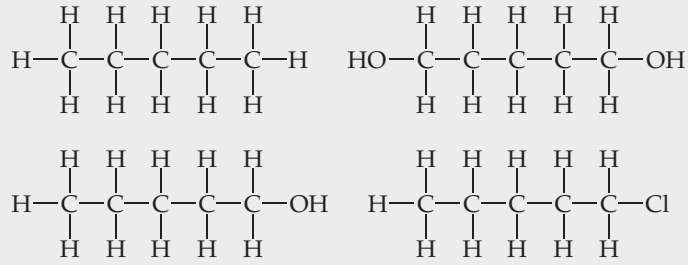
El hecho de que algunas vitaminas sean solubles en agua y que otras no lo sean se explica en términos de sus estructuras. En la ▼ **FIGURA 6.15** observe que la vitamina A (retinol) es un alcohol con una cadena de carbonos muy larga. Debido a que el grupo OH es una parte muy pequeña de la molécula, esta se parece a los alcoholes de cadena larga listados en la tabla 6.2. Esta vitamina es prácticamente no polar. En cambio, la molécula de la vitamina C es más pequeña y tiene varios grupos OH que pueden formar enlaces de hidrógeno con el agua. En este aspecto, es semejante a la glucosa.



◀ **FIGURA 6.15** **Vitaminas A y C.**

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Clasifique las siguientes sustancias en orden de solubilidad creciente en agua:



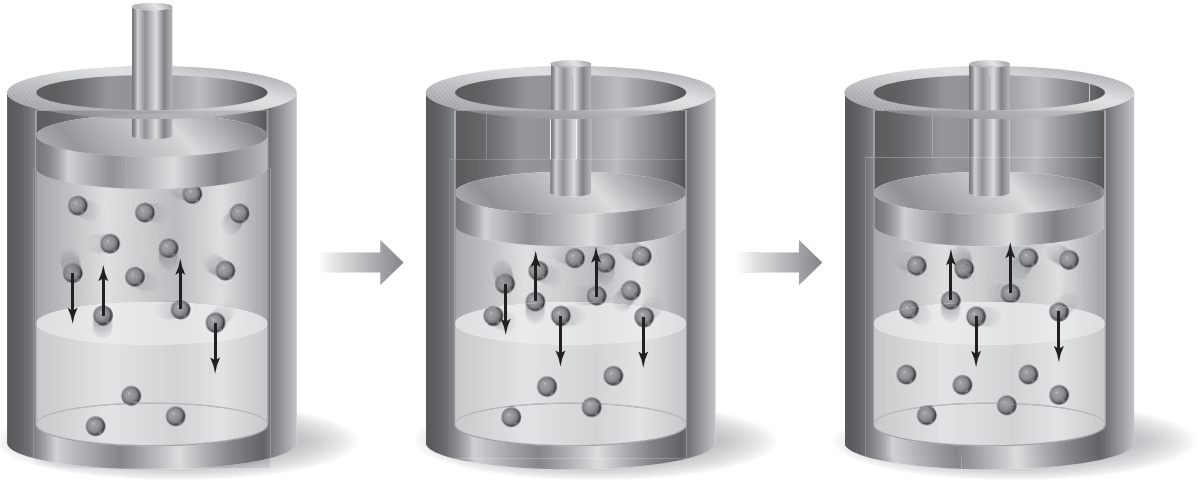
Respuesta: $C_5H_{12} < C_5H_{11}Cl < C_5H_{11}OH < C_5H_{10}(OH)_2$ (en orden de polaridad y capacidad de generar enlaces de hidrógeno crecientes)

Efectos de la presión

Las solubilidades de los sólidos y líquidos no se ven tan afectadas por la presión, mientras que *la solubilidad de un gas en cualquier disolvente se ve incrementada conforme aumenta la presión sobre el disolvente.* Se comprenderá el efecto de la presión sobre la solubilidad de un

IMAGINE

Si se duplica la presión parcial de un gas sobre una disolución, ¿cómo habrá cambiado la concentración del gas después de recuperarse el equilibrio?



▲ **FIGURA 6.16** **Efecto de la presión sobre la solubilidad de un gas.**

gas si se considera la ▲ **FIGURA 6.16**, la cual muestra al dióxido de carbono, gas, distribuido entre las fases gaseosa y de disolución. Cuando se establece el equilibrio, la rapidez a la que las moléculas del gas entran a la disolución es igual a la rapidez a la que las moléculas de soluto escapan de la disolución para entrar a la fase gaseosa. El igual número de flechas hacia arriba y hacia abajo en el recipiente de la izquierda de la figura 6.16 representa estos procesos opuestos.

Ahora suponga que se ejerce una presión adicional sobre el pistón y se comprime el gas que se encuentra sobre la disolución, como muestra el recipiente intermedio de la figura 6.16. Al reducir el volumen del gas a la mitad de su valor original, la presión del gas se incrementa aproximadamente al doble de su valor original. Como resultado de este incremento en la presión, aumenta la rapidez a la que las moléculas del gas chocan con la superficie del líquido para entrar a la fase de disolución. Por lo tanto, la solubilidad del gas en la disolución aumenta hasta que el equilibrio se alcance de nuevo; es decir, la solubilidad se incrementa hasta que la rapidez a la que las moléculas del gas entran a la disolución es igual a la rapidez a la que escapan de la disolución. Así, *la solubilidad de un gas en un disolvente líquido aumenta en proporción directa a la presión parcial del gas sobre la disolución* (► **FIGURA 6.17**).

La relación entre la presión y la solubilidad de un gas está expresada por la **ley de Henry**:

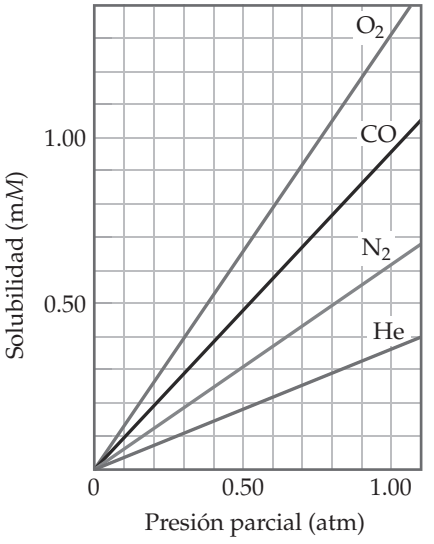
$$S_g = kP_g \qquad [6.6]$$

Aquí, S_g es la solubilidad del gas en el disolvente (en general expresada como molaridad), P_g es la presión parcial del gas sobre la disolución y k es una constante de proporcionalidad conocida como la *constante de la ley de Henry*. El valor de esta constante depende del soluto, del disolvente y de la temperatura. Como ejemplo, la solubilidad del N_2 gaseoso en agua a 25 °C y a 0.78 atm de presión es 4.75×10^{-4} *M*. Por lo tanto, la constante de la ley de Henry para el N_2 en agua a 25 °C es $(4.75 \times 10^{-4}\ \text{mol/L})/0.78\ \text{atm} = 6.1 \times 10^{-4}\ \text{mol/L-atm}$. Si la presión parcial del N_2 se duplica, la ley de Henry predice que la solubilidad en agua a 25 °C también se duplica a 9.50×10^{-4} *M*.

Las embotelladoras utilizan el efecto de la presión sobre la solubilidad al producir bebidas carbonatadas, las cuales se embotellan bajo una presión de dióxido de carbono mayor que 1 atm. Cuando las botellas se abren al aire, disminuye la presión parcial del CO_2 sobre la disolución. Así, la solubilidad del CO_2 disminuye y el $CO_2(g)$ escapa de la disolución como burbujas (► **FIGURA 6.18**).

IMAGINE

¿Cómo varían las pendientes de las líneas con el peso molecular del gas? Explique la tendencia.



▲ **FIGURA 6.17** **La solubilidad de un gas en agua es directamente proporcional a la presión parcial del gas.** Las solubilidades están en milimoles por litro de disolución.

▲ **FIGURA 6.18 La solubilidad del gas disminuye conforme baja la presión.** Burbujas de CO_2 salen de la disolución cuando se abre una bebida carbonatada, porque se reduce la presión parcial del CO_2 sobre la disolución.

EJERCICIO RESUELTO 6.3 Un cálculo con la ley de Henry

Calcule la concentración de CO_2 en una bebida gaseosa que está embotellada con una presión parcial de CO_2 de 4.0 atm sobre el líquido a 25 °C. La constante de la ley de Henry para el CO_2 en agua a esta temperatura es de 3.4×10^{-2} mol/L-atm.

SOLUCIÓN

Análisis Se conoce la presión parcial del CO_2, P_{CO_2} y la constante de la ley de Henry, k, y se pide calcular la concentración de CO_2 en la disolución.

Estrategia Con la información dada, puede utilizarse la ley de Henry, ecuación 6.6, para calcular la solubilidad, S_{CO_2}.

Solución $S_{CO_2} = kP_{CO_2} = (3.4 \times 10^{-2}\ \text{mol/L-atm})(4.0\ \text{atm}) = 0.14\ \text{mol/L} = 0.14\ M$

Comprobación Las unidades son correctas para la solubilidad, y la respuesta tiene dos cifras significativas congruentes con la presión parcial del CO_2 y el valor de la constante de Henry.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Calcule la concentración de CO_2 en una bebida gaseosa después de que se abre la botella y se equilibra a 25 °C bajo una presión parcial del CO_2 de 3.0×10^{-4} atm.

Respuesta: $1.0 \times 10^{-5}\ M$

LA QUÍMICA Y LA VIDA

GASES DE LA SANGRE Y BUCEO EN AGUAS PROFUNDAS

Como la solubilidad de los gases aumenta cuando se incrementa la presión, los buzos que respiran aire comprimido (► **FIGURA 6.19**) deben estar conscientes de la solubilidad de los gases en su sangre. Aunque los gases no son muy solubles al nivel del mar, sus solubilidades pueden volverse notables en niveles profundos, donde sus presiones parciales son mayores. Así, los buzos deben ascender lentamente para evitar que los gases disueltos se liberen con rapidez de la disolución y formen burbujas en la sangre y en otros fluidos del cuerpo. Estas burbujas afectan los impulsos nerviosos y dan lugar a una afección conocida como enfermedad por descompresión, o "enfermedad del buzo", la cual es dolorosa y potencialmente mortal. El nitrógeno es el problema principal, ya que tiene la presión parcial más alta en el aire y se elimina solo a través del sistema respiratorio. En cambio, el oxígeno se consume en el metabolismo.

Los buzos de aguas profundas algunas veces sustituyen el nitrógeno por helio en el aire que respiran, ya que el helio tiene una solubilidad mucho menor en los fluidos biológicos que el N_2. Por ejemplo, los buzos que trabajan a una profundidad de 100 ft experimentan una presión aproximada de 4 atm. A esta presión, una mezcla de 95% de helio y 5% de oxígeno dará una presión parcial de oxígeno de alrededor de 0.2 atm, la cual es la presión parcial del oxígeno en el aire normal a 1 atm. Si la presión parcial del oxígeno se vuelve demasiado grande, la necesidad de respirar se reduce, el CO_2 no se elimina del cuerpo y se presenta el envenenamiento por CO_2. En concentraciones excesivas en el cuerpo, el dióxido de carbono actúa como una neurotoxina que interfiere con la conducción y transmisión nerviosa.

▲ **FIGURA 6.19 La solubilidad de un gas aumenta conforme se incrementa la presión.** Los buzos que utilizan gases comprimidos deben estar conscientes de la solubilidad de los gases en su sangre.

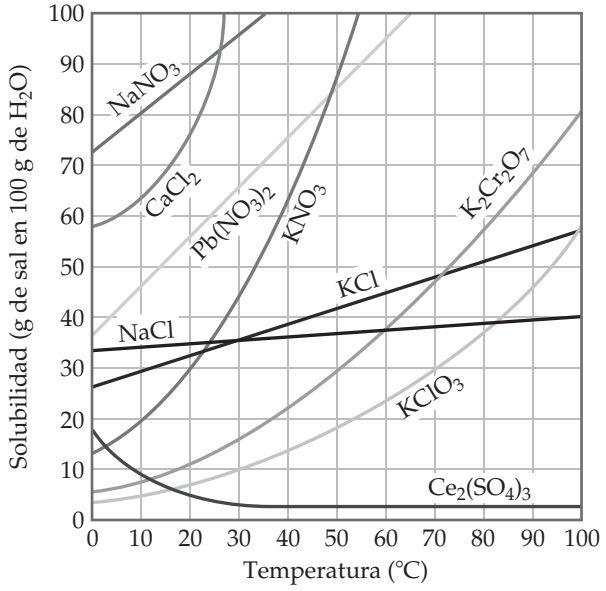
Efectos de la temperatura

La solubilidad de la mayoría de los solutos sólidos en agua aumenta conforme se incrementa la temperatura de la disolución, como se muestra en la ► **FIGURA 6.20**. Sin embargo, hay excepciones a esta regla, como en el caso del $Ce_2(SO_4)_3$, cuya pendiente de la curva de solubilidad se inclina hacia abajo cuando la temperatura aumenta.

En contraste con los solutos sólidos, *la solubilidad de los gases en agua disminuye cuando la temperatura aumenta* (► **FIGURA 6.21**). Si se calienta un vaso con agua del grifo, se observan burbujas en el interior del vaso porque algo del aire disuelto abandona la disolución. De forma similar, conforme se calientan las bebidas carbonatadas, la solubilidad del CO_2 disminuye y el $CO_2(g)$ escapa de la disolución.

IMAGINE

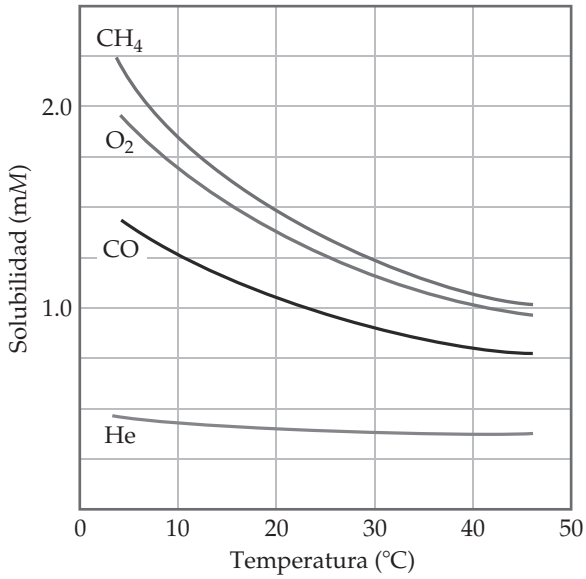
¿Cómo se compara la solubilidad del KCl a 80 °C con la del NaCl a la misma temperatura?



▲ **FIGURA 6.20 Solubilidades de varios compuestos iónicos en agua como una función de la temperatura.**

IMAGINE

¿Dónde esperaría que el N_2 se ajuste en esta gráfica?



▲ **FIGURA 6.21 Variación de la solubilidad de los gases con respecto a la temperatura.** Las solubilidades están en milimoles por litro de disolución, para una presión constante total de 1 atm en la fase gaseosa.

La solubilidad del O_2 disminuye en agua conforme la temperatura aumenta; este es uno de los efectos de la *contaminación térmica* de lagos y ríos. El efecto es particularmente serio en lagos profundos, ya que el agua caliente es menos densa que el agua fría. Por lo tanto, el agua caliente tiende a permanecer arriba del agua fría, en la superficie. Esta situación impide que el oxígeno se disuelva en capas más profundas, y así se ve afectada la respiración de los organismos acuáticos que necesitan oxígeno. Los peces pueden asfixiarse y morir en estas condiciones.

PIÉNSELO UN POCO

¿Por qué se forman burbujas en la pared interior de una cacerola para cocinar cuando se calienta agua en la estufa, aun cuando la temperatura está muy por debajo del punto de ebullición del agua?

REFLEXIÓN

¿Comprendo los factores que afectan a la solubilidad de un soluto en un solvente determinado?
¿Describo cómo afectan a la solubilidad de un gas factores como la temperatura y la presión?

ACTIVIDAD

Con base en la información revisada hasta el momento, realice las siguientes actividades.

1. Describa por medio de una síntesis cuáles son los factores que afectan la solubilidad, cómo se puede deducir si se formará o no una disolución en agua a partir de sustancias que son electrolitos fuertes y/o débiles, así como la importancia de comprender cómo se forma una disolución en su quehacer cotidiano. Este escrito debe ser impreso, con letra arial 12, texto justificado, interlineado sencillo, sin faltas de ortografía ni tipográficas y señalando, al menos, tres referencias bibliográficas consultadas.
2. El agua y el glicerol, $CH_2(OH)CH(OH)CH_2OH$, son miscibles en todas proporciones. ¿Qué significa esto? ¿Cómo contribuyen los grupos OH de la molécula de alcohol a esta miscibilidad?

3. El aceite y el agua no son miscibles. ¿Qué significa esto? Explique en términos de las características estructurales de sus moléculas respectivas y las fuerzas entre ellas.
4. Los disolventes comunes en el laboratorio incluyen acetona (CH_3COCH_3), metanol (CH_3OH), tolueno ($C_6H_5CH_3$) y agua. ¿Cuál de ellos es el mejor disolvente para solutos no polares? Explique.
5. La solubilidad del $Cr(NO_3)_3 \cdot 9\ H_2O$ en agua es de 208 g por 100 g de agua a 15 °C. Una disolución de $Cr(NO_3)_3 \cdot 9\ H_2O$ en agua a 35 °C se forma al disolver 324 g en 100 g de agua. Cuando esta disolución se enfría lentamente a 15 °C, no forma precipitado. *a*) ¿Qué término describe esta disolución? *b*) ¿Qué acción se deberá tomar para iniciar la cristalización? Con base en procesos de nivel molecular, explique la manera en que funciona su procedimiento sugerido.
6. La solubilidad del $MnSO_4 \cdot H_2O$ en agua a 20 °C es de 70 g por 100 mL de agua. *a*) ¿Una disolución 1.22 *M* de $MnSO_4 \cdot H_2O$ en agua a 20 °C es saturada, sobresaturada o no saturada? *b*) Dada una disolución de $MnSO_4 \cdot H_2O$ con una concentración desconocida, ¿qué experimento podría realizar para determinar si la disolución nueva es insaturada, sobresaturada o no saturada?
7. ¿Cuál de las siguientes figuras es la mejor representación de una disolución saturada? Explique su razonamiento.

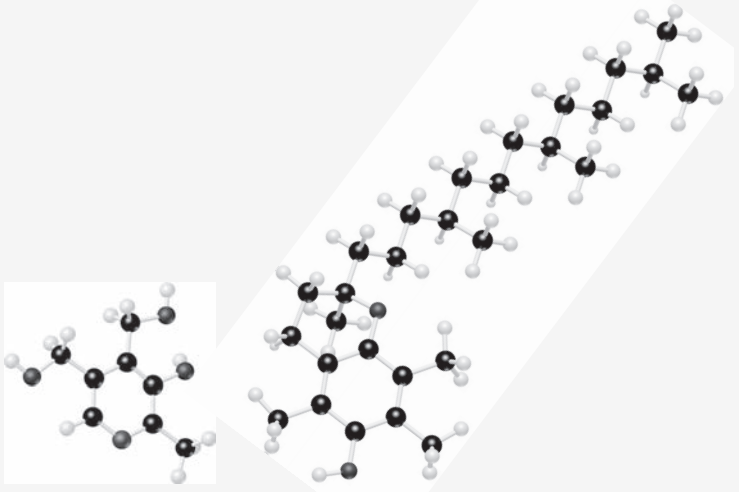
a) *b*) *c*)

8. La solubilidad del Xe en agua a 1 atm de presión y a 20 °C es de aproximadamente 5×10^{-3} *M*. Compare esto con las solubilidades del Ar y del Kr en agua (tabla 6.1) y explique qué propiedades de los átomos de gas raro explican la variación en la solubilidad.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice las siguientes actividades en hojas blancas, las cuales debe incorporar en su carpeta.

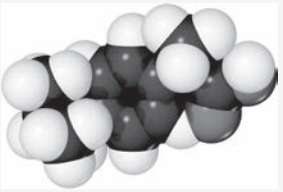
1. A continuación se muestran las estructuras de las vitaminas E y B_6. Prediga cuál es más soluble en agua y cuál es más soluble en grasa. Explique.



Vitamina B_6 Vitamina E

2. Si desea preparar una disolución de CO en agua a 25 °C en la cual la concentración de CO es de 2.5 m*M*, ¿qué presión de CO necesitará utilizar? (Véase la figura 6.21).

3. Con respecto a la figura 6.20, determine si la adición de 40.0 g de cada uno de los siguientes sólidos iónicos a 100 g de agua a 40 °C producirá una disolución saturada: *a*) $NaNO_3$, *b*) KCl, *c*) $K_2Cr_2O_7$, *d*) $Pb(NO_3)_2$.
4. El ibuprofeno, muy utilizado para aliviar el dolor, tiene una limitada solubilidad en agua, menor que 1 mg/mL. ¿Cuál característica de la molécula contribuye a su baja solubilidad en agua y cuál a su solubilidad?



Ibuprofeno

5. ¿Cuál de los siguientes compuestos en cada par es probable que sea más soluble en el hexano, C_6H_{14}: *a*) CCl_4 o $CaCl_2$; *b*) benceno (C_6H_6) o glicerol, $CH_2(OH)CH(OH)CH_2OH$; *c*) ácido octanoico, $CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2COOH$, o ácido acético, CH_3COOH? Explique su respuesta en cada caso.
6. ¿Cuál de los siguientes compuestos en cada par es probable que sea más soluble en agua: *a*) ciclohexano (C_6H_{12}) o glucosa ($C_6H_{12}O_6$) (figura 6.14); *b*) ácido propanoico (CH_3CH_2COOH) o propionato de sodio (CH_3CH_2COONa); *c*) HCl o cloruro de etilo (CH_3H_2Cl)? Explique su respuesta en cada caso.
7. La constante de la ley de Henry para el gas helio en agua a 30 °C es 3.7×10^{-4} *M*/atm y la constante para el N_2 a 30 °C es 6.0×10^{-4} *M*/atm. Si los dos gases están presentes a 1.5 atm de presión, calcule la solubilidad de cada gas.
8. La presión parcial del O_2 en el aire al nivel del mar es de 0.21 atm. Con los datos de la tabla 6.1 en conjunción con la ley de Henry, calcule la concentración molar del O_2 en el agua de la superficie de un lago en la montaña, saturado con aire a 20 °C y una presión atmosférica de 650 torr.

6.5 FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

La concentración de una disolución se expresa en forma cualitativa o cuantitativa. Los términos *diluida* y *concentrada* se utilizan para describir de manera cualitativa una disolución. Se dice que una disolución con una concentración relativamente pequeña de soluto está diluida, y que una con una concentración grande está concentrada. Los químicos emplean diversas formas para expresar la concentración cuantitativamente, se analizarán varias de ellas.

Porcentaje en masa, ppm y ppb

Una de las expresiones cuantitativas más sencillas de la concentración es el **porcentaje en masa** de un componente en una disolución, y está dada por:

$$\%\text{ en masa del componente} = \frac{\text{masa del componente en la disoln}}{\text{masa total de la disoln}} \times 100 \qquad [6.7]$$

Debido a que *porcentaje* significa "por ciento", una disolución de ácido clorhídrico que tiene 36% de HCl en masa contiene 36 g de HCl por cada 100 g de disolución.

Es frecuente expresar las concentraciones de disoluciones muy diluidas en **partes por millón** (**ppm**), o en **partes por billón** (**ppb**). (*Nota:* En el campo de los análisis químicos se utiliza la nomenclatura del sistema numérico estadounidense, por lo que aquí se hace uso de la misma; así, en este caso, 1 billón $= 1 \times 10^9$). Estas cantidades son similares al porcentaje en masa, pero se utiliza 10^6 (un millón) o 10^9 (un billón), respectivamente, en lugar de 100 como multiplicador para la razón de la masa de soluto a la masa de la disolución. Así, las partes por millón se definen como:

$$\text{ppm del componente} = \frac{\text{masa del componente en la disoln}}{\text{masa total de la disoln}} \times 10^6 \qquad [6.8]$$

Una disolución cuya concentración de soluto es 1 ppm contiene 1 g de soluto por cada millón (10^6) de gramos de disolución o, de manera equivalente, 1 mg de soluto por kilogramo de disolución. Como la densidad del agua es de 1 g/mL, 1 kg de una disolución acuosa diluida tiene un volumen muy cercano a 1 L. Así, 1 ppm también corresponde a 1 mg de soluto por litro de disolución acuosa.

Las concentraciones máximas aceptables de sustancias tóxicas o carcinogénicas en el ambiente con frecuencia se expresan en ppm o ppb. Por ejemplo, la concentración máxima permisible de arsénico en agua potable en Estados Unidos es de 0.010 ppm; es decir, 0.010 mg de arsénico por litro de agua. Esta concentración corresponde a 10 ppb.

PIÉNSELO UN POCO

Una disolución de SO_2 en agua contiene 0.00023 g de SO_2 por litro de disolución. ¿Cuál es la concentración del SO_2 en ppm y en ppb?

EJERCICIO RESUELTO 6.4 Cálculo de las concentraciones de masas relacionadas

a) Una disolución se prepara disolviendo 13.5 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 0.100 kg de agua. ¿Cuál es el porcentaje en masa del soluto en esta disolución? *b*) Se determinó que una muestra de 2.5 g de agua freática contiene 5.4 μg de Zn^{2+}. ¿Cuál es la concentración del Zn^{2+} en partes por millón?

SOLUCIÓN

***a*) Análisis** Nos proporcionan el número de gramos de soluto (13.5 g) y el número de gramos de disolvente (0.100 kg = 100 g). A partir de esto se debe calcular el porcentaje en masa del soluto.

Estrategia La ecuación 6.7 permite calcular el porcentaje en masa. La masa de la disolución es la suma de la masa del soluto (glucosa) y la masa del disolvente (agua).

Solución $$\%\text{ en masa de glucosa} = \frac{\text{masa de glucosa}}{\text{masa de disoln}} \times 100 = \frac{13.5\text{ g}}{13.5\text{ g} + 100\text{ g}} \times 100 = 11.9\%$$

Comentario El porcentaje en masa del agua en esta disolución es (100 – 11.9)% = 88.1%.

***b*) Análisis** En este caso se da el número de microgramos de soluto. Ya que 1 μg es 1×10^{-6} g, 5.4 μg = 5.4×10^{-6} g.

Estrategia Se calculan las partes por millón utilizando la ecuación 6.8.

Solución $$\text{ppm} = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disoln}} \times 10^6 = \frac{5.4 \times 10^{-6}\text{ g}}{2.5\text{ g}} \times 10^6 = 2.2\text{ ppm}$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

a) Calcule el porcentaje en masa de NaCl en una disolución que contiene 1.50 g de NaCl en 50.0 g de agua. *b*) Una disolución blanqueadora comercial contiene 3.62% en masa de hipoclorito de sodio, NaOCl. ¿Cuál es la masa de NaOCl en una botella que contiene 2.50 kg de disolución blanqueadora?

Respuestas: *a*) 2.91%, *b*) 90.5 g de NaOCl

Fracción molar, molaridad y molalidad

Las expresiones de concentración con frecuencia se basan en el número de moles de uno o más componentes de la disolución. La *fracción molar* de un componente en una disolución está dada por

$$\text{Fracción molar del componente} = \frac{\text{moles del componente}}{\text{moles totales de todos los componentes}} \qquad [6.9]$$

El símbolo X generalmente se utiliza para expresar la fracción molar, con un subíndice que indica el componente de interés. Por ejemplo, la fracción molar del HCl en una disolución de ácido clorhídrico se representa como X_{HCl}. Así, si una disolución contiene 1.00 mol de HCl (36.5 g) y 8.00 moles de agua (144 g), la fracción molar de HCl es X_{HCl} = (1.00 mol)/(1.00 mol + 8.00 mol) = 0.111. Las fracciones molares no tienen unidades, ya que las unidades del numerador y las del denominador se eliminan. La suma de las fracciones molares de todos los componentes de una disolución debe ser igual a 1. Por lo tanto, en el caso de la disolución acuosa de HCl, $X_{H_2O} = 1.000 - 0.111 = 0.889$. Las fracciones molares son muy útiles cuando se trata con gases, pero tienen un uso limitado cuando se trata con disoluciones líquidas.

La *molaridad* (M) de un soluto en una disolución se define como

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disoln}} \qquad [6.10]$$

Por ejemplo, si usted disuelve 0.500 moles de Na_2CO_3 en suficiente agua para formar 0.250 L de disolución, la molaridad de Na_2CO_3 en la disolución es (0.500 mol)/(0.250 L) = 2.00 M. La molaridad es especialmente útil para relacionar el volumen de una disolución con la cantidad de soluto contenido en ese volumen, como se explicó al analizar las titulaciones.

La **molalidad** de una disolución, denotada por m, es una unidad de concentración que también está basada en los moles de soluto. La molalidad es igual al número de moles de soluto por kilogramo de disolvente:

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kilogramos de disolvente}} \qquad [6.11]$$

Entonces, si se forma una disolución mezclando 0.200 moles de NaOH (8.00 g) y 0.500 kg de agua (500 g), la concentración de la disolución es (0.200 mol)/(0.500 kg) = 0.400 m (es decir, 0.400 molal) de NaOH.

Las definiciones de molaridad y molalidad son tan parecidas que suelen confundirse con facilidad. La molaridad depende del *volumen* de la *disolución*, mientras que la molalidad depende de la *masa* del *disolvente*. Cuando el agua es el disolvente, la molalidad y la molaridad de disoluciones diluidas son casi iguales numéricamente ya que 1 kg de disolvente es casi igual a 1 kg de disolución, y 1 kg de la disolución tiene un volumen de aproximadamente 1 L.

La molalidad de una disolución dada no varía con la temperatura debido a que las masas no cambian con la temperatura. Sin embargo, la molaridad cambia con la temperatura ya que la expansión o contracción de la disolución modifica su volumen. Así, con frecuencia la molalidad es la unidad de concentración elegida cuando una disolución va a utilizarse en un intervalo de temperaturas.

PIÉNSELO UN POCO

Si una disolución acuosa está muy diluida, ¿su molalidad será mayor que su molaridad, casi igual que su molaridad o menor que su molaridad?

EJERCICIO RESUELTO 6.5 Cálculo de la molalidad

Se prepara una disolución al disolver 4.35 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 25.0 mL de agua a 25 °C. Calcule la molalidad de la glucosa en la disolución. El agua tiene una densidad de 1.00 g/mL.

SOLUCIÓN

Análisis Se pide calcular una molalidad. Para hacerlo debe determinarse el número de moles de soluto (glucosa) y el número de kilogramos de disolvente (agua).

Estrategia Utilice la masa molar de $C_6H_{12}O_6$ para convertir gramos a moles. Emplee la densidad del agua para convertir mililitros a kilogramos. La molalidad es igual al número de moles de soluto dividido entre el número de kilogramos de disolvente (ecuación 6.11).

Solución Se utiliza la masa molar de la glucosa, 180.2 g/mol, para convertir gramos a moles:

$$\text{Moles de } C_6H_{12}O_6 = (4.35 \text{ g } C_6H_{12}O_6)\left(\frac{1 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{180.2 \text{ g } C_6H_{12}O_6}\right) = 0.0241 \text{ mol } C_6H_{12}O_6$$

Como el agua tiene una densidad de 1.00 g/mL, la masa del disolvente es:

$$(25.0 \text{ mL})(1.00 \text{ g/mL}) = 25.0 \text{ g} = 0.0250 \text{ kg}$$

Por último, se emplea la ecuación 6.11 para obtener la molalidad:

$$\text{Molalidad de } C_6H_{12}O_6 = \frac{0.0241 \text{ mol } C_6H_{12}O_6}{0.0250 \text{ kg } H_2O} = 0.964\ m$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuál es la molalidad de una disolución que se prepara disolviendo 36.5 g de naftaleno ($C_{10}H_8$) en 425 g de tolueno (C_7H_8)?

Respuesta: 0.670 m

La ***normalidad*** **(N)** se define como el número de equivalentes gramo disueltos en un litro de disolución:

Normalidad (N) = Núm. de equivalentes-gramo de soluto/volumen (L) disolución

Un **equivalente químico** para una sustancia es la cantidad de masa que interviene en una reacción específica y depende del tipo de reacción en la que intervenga. Por ejemplo, en el caso de los ácidos, el número de moles de protones que puede donar está indicado por el número de hidrógenos que posee la fórmula del mismo; de igual manera, para una base, el equivalente químico es el mol de iones OH^- que posee su estructura, los cuales, para una reacción ácido–base, representan la porción de masa que se combinará para generar una molécula de agua:

$$HCl(ac) \leftrightarrow H^+(ac) + Cl^-(ac)$$
$$H_2SO_4(ac) \leftrightarrow SO(ac) + 2H^+(ac)$$
$$Al(OH)_3(ac) \leftrightarrow Al^{3+}(ac) + 3OH^-(ac)$$
$$CuSO_4(ac) \leftrightarrow Cu^{2+}(ac) + SO(ac)$$

En el caso de las sales, el equivalente químico representa la carga neta y es igual al número de electrones que se intercambian.

El **peso equivalente** se obtiene al dividir la masa fórmula del compuesto entre su número de equivalentes químicos.

Fórmula	Núm. de equivalentes químicos	Masa fórmula (g/mol)	Peso equivalente (g/eq)
HCl	1	35.5	35.5/1 = 35.5
H_2SO_4	2	98.041	98.041/2 = 49.021
NaOH	1	39.997	39.997/1 = 39.997
$Ca(OH)_2$	2	74.092	74.092/2 = 37.046
Na_2SO_4	2	142.039	142.039/2 = 71.02

EJERCICIO RESUELTO 6.6

Se tiene una disolución de 15.35 g de KCl en un litro de agua, ¿cuál es su normalidad?

SOLUCIÓN

Primero observemos que se trata de una sal que se disocia de la siguiente manera: $KCl \rightarrow K^+ + Cl^-$ Lo anterior implica que, por cada mol de K^+, se requiere un mol de ion Cl^-, el número equivalente para esta sal; por lo tanto, es 1 eq/mol, lo que corresponde al total neto de electrones intercambiados. Calcule la masa fórmula del cloruro de potasio.

Masa fórmula = 39.098 + 35.453 = 74.551 g/mol

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Calcule el peso equivalente.
Peso equivalente = masa fórmula/ número de equivalentes:

_____= 74. 551−1.=74.551____/_____

Con estos datos, podemos convertir los 15.35 g a eq:

$$\frac{15.35 \text{ g KCl} \mid 1 \text{ eq}}{\mid 74.551 \text{ g}} = 0.206 \text{ eq}$$

Respuesta: Por lo tanto, la normalidad es:
____=0.206____−1____.=0.206 ____/____

6.6 CONVERSIÓN ENTRE DIFERENTES UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

Algunas veces la concentración de una disolución dada necesita conocerse en varias unidades de concentración. Es posible convertir las unidades de concentración, como se muestra en el ejercicio resuelto 6.7.

EJERCICIO RESUELTO 6.7 Cálculo de la fracción molar y la molalidad

Una disolución acuosa de ácido clorhídrico contiene 36% de HCl en masa. *a*) Calcule la fracción molar de HCl en la disolución. *b*) Calcule la molalidad del HCl en la disolución.

SOLUCIÓN

Análisis Se pide calcular la concentración del soluto, HCl, en dos unidades de concentración relacionadas, conociendo solo el porcentaje en masa del soluto en la disolución.

Estrategia Al convertir unidades de concentración basadas en la masa o en los moles de soluto y disolvente (porcentaje en masa, fracción molar y molalidad), es útil suponer una cierta cantidad de masa total de disolución. Suponga que tiene exactamente 100 g de disolución. Como la disolución es 36% de HCl, contiene 36 g de HCl y (100 – 36) g = 64 g de H_2O. Hay que convertir los gramos de soluto (HCl) a moles para calcular la fracción molar o la molalidad. Se deben convertir gramos del disolvente (H_2O) a moles para calcular las fracciones molares y en kilogramos para calcular la molalidad.

Solución *a*) Para calcular la fracción molar del HCl, se convierten las masas de HCl y H_2O a moles, y después se utiliza la ecuación 6.9:

$$\text{Moles de HCl} = (36\text{ g HCl})\left(\frac{1\text{ mol HCl}}{36.5\text{ g HCl}}\right) = 0.99\text{ mol HCl}$$

$$\text{Moles de } H_2O = (64\text{ g } H_2O)\left(\frac{1\text{ mol } H_2O}{18\text{ g } H_2O}\right) = 3.6\text{ mol } H_2O$$

$$X_{HCl} = \frac{\text{moles de HCl}}{\text{moles de } H_2O + \text{moles de HCl}} = \frac{0.99}{3.6 + 0.99} = \frac{0.99}{4.6} = 0.22$$

b) Para calcular la molalidad del HCl en la disolución, se emplea la ecuación 6.11. En el inciso *a*) se calculó el número de moles de HCl, y la masa del disolvente es 64 g = 0.064 kg:

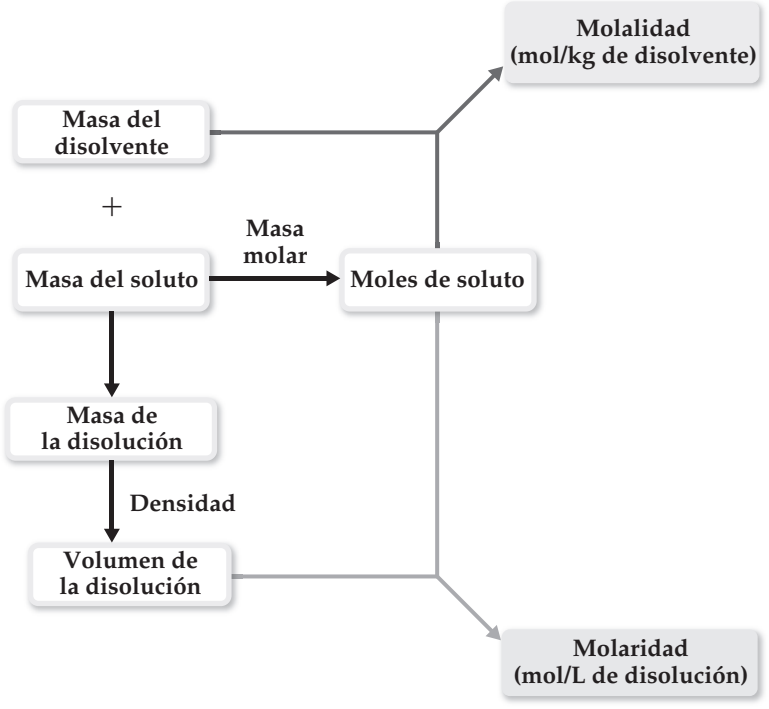
$$\text{Molalidad de HCl} = \frac{0.99\text{ mol HCl}}{0.064\text{ kg } H_2O} = 15\ m$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Una disolución blanqueadora comercial contiene 3.62% en masa de NaOCl en agua. Calcule *a*) la fracción molar y *b*) la molalidad del NaOCl en la disolución.

Respuestas: *a*) 9.00×10^{-3}, *b*) 0.505 *m*

Para convertir entre la molalidad y la molaridad, es necesario conocer la densidad de la disolución. La ▼ **FIGURA 6.22** describe el cálculo de la molaridad y la molalidad de una disolución a partir de la masa del soluto y la masa del disolvente. La masa de la disolución es la suma de las masas del disolvente y el soluto. El volumen de la disolución se calcula a partir de su masa y densidad.



◀ **FIGURA 6.22** **Cálculo de la molalidad y la molaridad a partir de la masa del soluto, la masa del disolvente y la densidad de la disolución.**

EJERCICIO RESUELTO 6.8 Cálculo de la molaridad utilizando la densidad de la disolución

Una disolución con una densidad de 0.876 g/mL contiene 5.0 g de tolueno (C_7H_8) y 225 g de benceno. Calcule la molaridad de la disolución.

SOLUCIÓN

Análisis Nuestro objetivo es calcular la molaridad de una disolución, dadas las masas del soluto (5.0 g) y del disolvente (225 g) y la densidad de la disolución (0.876 g/mL).

Estrategia La molaridad de una disolución es el número de moles de soluto dividido entre el número de litros de disolución (ecuación 6.10). El número de moles de soluto (C_7H_8) se calcula a partir del número de gramos de soluto y de su masa molar. El volumen de la disolución se obtiene a partir de la masa de la disolución (masa del soluto + masa del disolvente = 5.0 g + 225 g = 230 g) y de su densidad.

Solución El número de moles de soluto es

$$\text{Moles de } C_7H_8 = (5.0 \text{ g } C_7H_8)\left(\frac{1 \text{ mol } C_7H_8}{92 \text{ g } C_7H_8}\right) = 0.054 \text{ mol}$$

La densidad de la disolución se utiliza para convertir la masa de la disolución a su volumen:

$$\text{Mililitros de disoln} = (230 \text{ g})\left(\frac{1 \text{ mL}}{0.876 \text{ g}}\right) = 263 \text{ mL}$$

La molaridad es igual a los moles de soluto por litro de disolución:

$$\text{Molaridad} = \left(\frac{\text{moles } C_7H_8}{\text{litros de disoln}}\right) = \left(\frac{0.054 \text{ moles de } C_7H_8}{263 \text{ mL disoln}}\right)\left(\frac{1000 \text{ mL disoln}}{1 \text{ L disoln}}\right) = 0.21\ M$$

Comprobación La magnitud de nuestra respuesta es razonable. Si se redondean los moles a 0.05 y los litros a 0.25, resulta una molaridad de

$$(0.05 \text{ mol})/(0.25 \text{ L}) = 0.2\ M$$

Las unidades de nuestra respuesta (mol/L) son correctas y la respuesta, 0.21 M, tiene dos cifras significativas que corresponden al número de cifras significativas en la masa de soluto (2).

Comentario Como la masa del disolvente (0.225 kg) y el volumen de la disolución (0.263 L) son similares en magnitud, la molaridad y la molalidad también son similares en magnitud:

$$(0.054 \text{ mol } C_7H_8)/(0.225 \text{ kg disolvente}) = 0.24\ m$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Una disolución contiene masas iguales de glicerol ($C_3H_8O_3$) y agua con una densidad de 1.10 g/mL. Calcule: *a*) la molalidad del glicerol, *b*) la fracción molar del glicerol, *c*) la molaridad del glicerol en la disolución.

Respuestas: *a*) 10.9 *m*, *b*) $X_{C_3H_8O_3} = 0.163$, *c*) 5.97 *M*

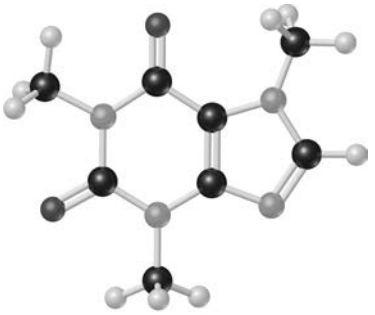
REFLEXIÓN

¿Comprendo la diferencia entre molalidad y molaridad?
¿Describo la diferencia entre la masa fórmula de un compuesto y su peso equivalente?

ACTIVIDAD

1. Realice en una tarjeta, la cual puede forrar con mica, un formulario con las diversas expresiones de concentración de una disolución.
2. *a*) Calcule el porcentaje en masa del Na_2SO_4 en una disolución que contiene 10.6 g de Na_2SO_4 en 483 g de agua. *b*) Una mena contiene 2.86 g de plata por tonelada de mena. ¿Cuál es la concentración de la plata en ppm?
3. Se prepara una disolución que contiene 14.6 g de CH_3OH en 184 g de H_2O. Calcule *a*) la fracción molar de CH_3OH, *b*) el porcentaje en masa del CH_3OH, *c*) la molalidad de CH_3OH.
4. Calcule la molaridad de las siguientes disoluciones acuosas: *a*) 0.540 g de $Mg(NO_3)_2$ en 250.0 mL de disolución, *b*) 22.4 g de $LiClO_4 \cdot 3\ H_2O$ en 125 mL de disolución, *c*) 25.0 mL de 3.50 *M* de HNO_3 diluido a 0.250 L.
5. ¿Cuál es la molaridad de cada una de las siguientes disoluciones acuosas: *a*) 15.0 g de $Al_2(SO_4)_3$ en 0.250 L de disolución, *b*) 5.25 g de $Mn(NO_3)_2 \cdot 2\ H_2O$ en 175 mL de disolución, *c*) 35.0 mL de 9.00 *M* de H_2SO_4 diluido a 0.500 L?
6. Calcule la concentración normal de las siguientes disoluciones acuosas: *a*) 25.0 g de NaOH en 0.350 L de disolución, *b*) 43.5 g de Na_2SO_4 en 0.850 L de disolución, *c*) 35.0 mL de 9.00 *M* de H_2SO_4 diluido a 0.500 L.
7. Exprese las normalidades calculadas en la pregunta anterior en porcentaje m/m, molalidad y molaridad.
8. El latón es una aleación sustitucional que consiste en una disolución de cobre y zinc. Una muestra en particular de latón rojo que consiste en 80.0% de Cu y 20.0% de Zn en masa tiene una densidad de 8750 kg/m^3. *a*) ¿Cuál es la molalidad del Zn en la disolución sólida? *b*) ¿Cuál es la molaridad del Zn en la disolución?

9. La cafeína ($C_8H_{10}N_4O_2$) es un estimulante que se encuentra en el café y en el té. Si una disolución de cafeína en cloroformo ($CHCl_3$) como disolvente tiene una concentración de 0.0500 *m*, calcule *a*) el porcentaje en masa de cafeína, *b*) la fracción molar de cafeína.



Cafeína

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Realice un mapa conceptual donde describa las diversas formas de expresar la concentración de las disoluciones.
2. Se prepara una disolución que contiene 20.8 g de fenol (C_6H_5OH) en 425 g de etanol (C_2H_5OH). Calcule *a*) la fracción molar del fenol, *b*) el porcentaje en masa del fenol, *c*) la molalidad del fenol.
3. Calcule la molalidad de cada una de las siguientes disoluciones: *a*) 8.66 g de benceno (C_6H_6) disueltos en 23.6 g de tetracloruro de carbono (CCl_4), *b*) 4.80 g de NaCl disueltos en 0.350 L de agua.
4. Una disolución de ácido sulfúrico que contiene 571.6 g de H_2SO_4 por litro de disolución tiene una densidad de 1.329 g/cm^3. Calcule *a*) el porcentaje en masa, *b*) la fracción molar, *c*) la molalidad, *d*) la molaridad de H_2SO_4 y *e*) la normalidad en esta disolución.
5. El ácido ascórbico (vitamina C, $C_6H_8O_6$) es soluble en agua. Una disolución que contiene 80.5 g de ácido ascórbico disuelto en 210 g de agua tiene una densidad de 1.22 g/mL a 55 °C. Calcule *a*) el porcentaje en masa, *b*) la fracción molar, *c*) la molalidad, *d*) la molaridad y *e*) la normalidad del ácido ascórbico en esta disolución.
6. La densidad del acetonitrilo (CH_3CN) es de 0.786 g/mL y la densidad del metanol (CH_3OH) es de 0.791 g/mL. Se prepara una disolución al disolver 22.5 mL de CH_3OH en 98.7 mL de CH_3CN. *a*) ¿Cuál es la fracción molar del metanol en la disolución? *b*) ¿Cuál es la molalidad en la disolución? *c*) Suponiendo que los volúmenes son aditivos, ¿cuál es la molaridad del CH_3OH en la disolución?
7. La densidad del tolueno (C_7H_8) es de 0.867 g/mL y la densidad del tiofeno (C_4H_4S) es de 1.065 g/mL. Se prepara una disolución al disolver 8.10 g de tiofeno en 250.0 mL de tolueno. *a*) Calcule la fracción molar del tiofeno en la disolución. *b*) Calcule la molalidad del tiofeno en la disolución. *c*) Suponiendo que los volúmenes del soluto y del disolvente son aditivos, ¿cuál es la molaridad del tiofeno en la disolución?
8. Calcule el número de moles de soluto presente en cada una de las siguientes disoluciones acuosas: *a*) 600 mL de 0.250 *M* de $SrBr_2$, *b*) 86.4 g de 0.180 *m* de KCl, *c*) 124.0 g de una disolución que tiene 6.45% de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en masa.
9. Calcule el número de equivalentes químicos de los incisos del ejercicio anterior.

6.7 PROPIEDADES COLIGATIVAS

Algunas propiedades físicas de las disoluciones difieren en importantes aspectos de las de un disolvente puro. Por ejemplo, el agua pura se congela a 0 °C, pero las disoluciones acuosas se congelan a temperaturas más bajas. Este comportamiento se aplica cuando el etilenglicol se agrega al agua en los radiadores de los automóviles como anticongelante para bajar el punto de congelación de la disolución. El soluto adicionado también eleva el punto de ebullición de la disolución por arriba del punto del agua pura, lo que hace posible que el motor funcione a altas temperaturas.

La disminución del punto de congelación y la elevación del punto de ebullición son propiedades físicas de las disoluciones que dependen de la *cantidad* (concentración), pero no del *tipo* o *identidad* de las partículas de soluto. Tales propiedades se conocen como **propiedades coligativas**. (*Coligativo* significa "que depende de la colección"; las propiedades coligativas dependen del efecto colectivo del número de partículas del soluto).

Además de la disminución del punto de congelación y la elevación del punto de ebullición, la reducción de la presión de vapor y la presión osmótica también son propiedades coligativas. Conforme analicemos cada una de ellas, se observará cómo la concentración del soluto afecta cuantitativamente a la propiedad.

Disminución de la presión de vapor

Un líquido en un recipiente cerrado establece un equilibrio con su vapor. La *presión de vapor* es la presión ejercida por el vapor cuando está en equilibrio con el líquido (es decir, cuando la rapidez de evaporación iguala a la rapidez de condensación). Una sustancia que no tiene una presión de vapor medible es *no volátil*, mientras una que sí presenta una presión de vapor es *volátil*.

Una disolución que consiste en un disolvente líquido volátil y un soluto no volátil se forma espontáneamente debido al incremento en la entropía que acompaña a su mezclado. En efecto, las moléculas del disolvente se estabilizan en su estado líquido mediante este proceso y, así, tienen una menor tendencia para escapar al estado de vapor. Por lo tanto, cuando está presente un soluto no volátil, la presión de vapor del disolvente es más baja que la presión de vapor del disolvente puro, como se ilustra en la ▼ **FIGURA 6.23**.

La presión de vapor de un disolvente volátil sobre una disolución que contiene un soluto no volátil es proporcional a la concentración del disolvente en la disolución. Esta relación se expresa cuantitativamente por la **ley de Raoult**, la cual establece que la presión parcial ejercida por el vapor del disolvente sobre la disolución, $P_{\text{disolución}}$, es igual al producto de la fracción molar del disolvente, $X_{\text{disolvente}}$, por la presión de vapor del disolvente puro, $P°_{\text{disolvente}}$:

$$P_{\text{disolución}} = X_{\text{disolvente}} P°_{\text{disolvente}} \qquad [6.12]$$

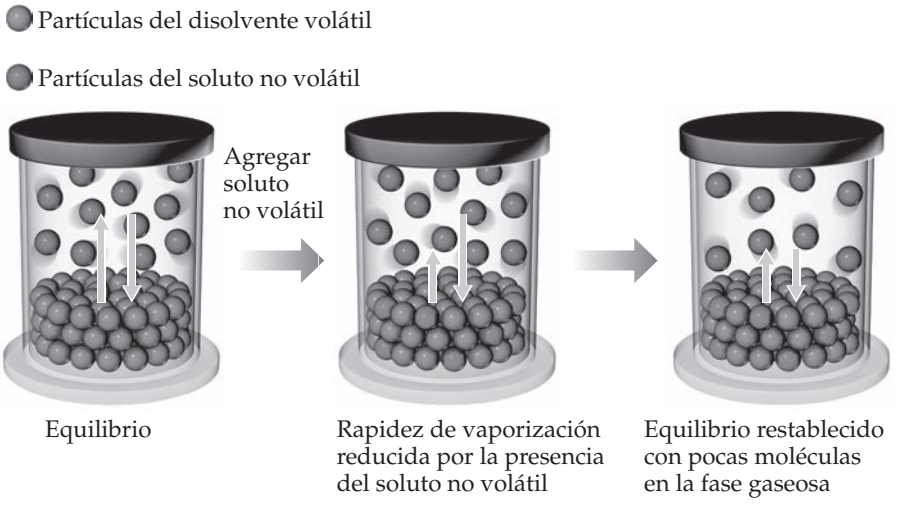
Por ejemplo, la presión de vapor del agua pura a 20 °C es $P°_{H_2O} = 17.5$ torr. Imagine que mantiene la temperatura constante mientras agrega glucosa ($C_6H_{12}O_6$) al agua, de manera que las fracciones molares en la disolución resultante son $X_{H_2O} = 0.800$ y una $X_{C_6H_{12}O_6} = 0.200$. De acuerdo con la ecuación 6.12, la presión de vapor del agua sobre esta disolución es 80% de la del agua pura:

$$P_{\text{disolución}} = (0.800)(17.5 \text{ torr}) = 14.0 \text{ torr}$$

La presencia del soluto no volátil disminuye la presión de vapor del disolvente volátil en 17.5 torr – 14.0 torr = 3.5 torr.

La disminución de la presión de vapor, ΔP, es directamente proporcional a la fracción molar del soluto, X_{soluto}:

$$\Delta P = X_{\text{soluto}} P°_{\text{disolvente}} \qquad [6.13]$$



► **FIGURA 6.23 Disminución de la presión de vapor.** La presencia de partículas de soluto no volátil en un disolvente líquido da por resultado una reducción de la presión de vapor sobre el líquido.

Así, para el ejemplo de la disolución de glucosa en agua, se tiene

$$\Delta P = X_{C_6H_{12}O_6} P^\circ_{H_2O} = (0.200)(17.5 \text{ torr}) = 3.50 \text{ torr}$$

La reducción de la presión de vapor causada por la adición de un soluto no volátil depende de la concentración total de las partículas del soluto, sin importar si se trata de moléculas o de iones. Recuerde que la disminución de la presión de vapor es una propiedad coligativa, así que su valor para cualquier disolución depende de la concentración de las partículas del soluto y no de su tipo o identidad.

PIÉNSELO UN POCO

Agregar 1 mol de NaCl a 1 kg de agua reduce la presión de vapor del agua en mayor medida que al agregar 1 mol de $C_6H_{12}O_6$. Explique.

EJERCICIO RESUELTO 6.9 Cálculo de la presión de vapor de una disolución

La glicerina ($C_3H_8O_3$) es un no electrolito no volátil con una densidad de 1.26 g/mL a 25 °C. Calcule la presión de vapor a 25 °C de una disolución preparada mediante la adición de 50.0 mL de glicerina a 500.0 mL de agua. La presión de vapor del agua pura a 25 °C es 23.8 torr (apéndice B), y su densidad es de 1.00 g/mL.

SOLUCIÓN

Análisis Nuestro objetivo es calcular la presión de vapor de una disolución, dados los volúmenes del soluto y del disolvente y la densidad del soluto.

Estrategia Se utiliza la ley de Raoult (ecuación 6.12) para calcular la presión de vapor de una disolución. La fracción molar del disolvente en la disolución, $X_{\text{disolvente}}$, es la razón entre el número de moles del disolvente (H_2O) y el total de moles de disolución (moles de $C_3H_8O_3$ + moles de H_2O).

Solución Para calcular la fracción molar del agua en la disolución se debe determinar el número de moles de $C_3H_8O_3$ y H_2O:

$$\text{Moles de } C_3H_8O_3 = (50.0 \text{ mL } C_3H_8O_3)\left(\frac{1.26 \text{ g } C_3H_8O_3}{1 \text{ mL } C_3H_8O_3}\right)\left(\frac{1 \text{ mol } C_3H_8O_3}{92.1 \text{ g } C_3H_8O_3}\right) = 0.684 \text{ mol}$$

$$\text{Moles de } H_2O = (500.0 \text{ mL } H_2O)\left(\frac{1.00 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mL } H_2O}\right)\left(\frac{1 \text{ mol } H_2O}{18.0 \text{ g } H_2O}\right) = 27.8 \text{ mol}$$

$$X_{H_2O} = \frac{\text{mol } H_2O}{\text{mol } H_2O + \text{mol } C_3H_8O_3} = \frac{27.8}{27.8 + 0.684} = 0.976$$

Ahora se utiliza la ley de Raoult para calcular la presión de vapor del agua para la disolución:

$$P_{H_2O} = X_{H_2O} P^\circ_{H_2O} = (0.976)(23.8 \text{ torr}) = 23.2 \text{ torr}$$

Comentario La presión de vapor de la disolución ha disminuido 23.8 torr – 23.2 torr = 0.6 torr con respecto a la del agua pura. La disminución de la presión de vapor puede determinarse empleando la ecuación 6.13 junto con la fracción molar del soluto, $C_3H_8O_3$: $\Delta P = X_{C_3H_8O_3} P^\circ_{H_2O} = (0.024)(23.8 \text{ torr}) = 0.57$ torr. Observe que el uso de la ecuación 6.13 da una cifra significativa más que el número obtenido restando la presión de vapor de la disolución de la del disolvente puro.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

La presión de vapor del agua pura a 110 °C es 1070 torr. Una disolución de etilenglicol y agua tiene una presión de vapor de 1.00 atm a 110 °C. Si suponemos que se cumple la ley de Raoult, ¿cuál es la fracción molar del etilenglicol en la disolución?

Respuesta: 0.290

ACTIVIDAD

A 63.5 °C la presión de vapor del H_2O es de 175 torr, y la del etanol (C_2H_5OH) es de 400 torr. Se prepara una disolución mezclando masas iguales de H_2O y C_2H_5OH. *a*) ¿Cuál es la fracción molar del etanol en la disolución? *b*) Suponiendo un comportamiento de disolución ideal, ¿cuál es la presión de vapor de la disolución a 63.5 °C? *c*) ¿Cuál es la fracción molar del etanol en el vapor sobre la disolución?

Por definición, un gas ideal cumple la ecuación del gas y una **disolución ideal** se define como aquella que cumple la ley de Raoult. Mientras que la idealidad de un gas proviene de una pérdida completa de la interacción molecular, la idealidad de una disolución implica uniformidad total de la interacción. Todas las moléculas en una disolución ideal se influyen entre sí de manera semejante; en otras palabras, no existe distinción entre las interacciones

UNA MIRADA DE CERCA

DISOLUCIONES IDEALES CON DOS O MÁS COMPONENTES VOLÁTILES

En ocasiones, las disoluciones tienen dos o más componentes volátiles. Por ejemplo, la gasolina es una disolución de varios líquidos volátiles. Para comprender mejor tales mezclas, considere una disolución ideal de dos líquidos volátiles, A y B. (Aquí, para nuestros fines, no importa cuál se designa como soluto y cuál como disolvente). Las presiones parciales sobre la disolución están dadas por la ley de Raoult:

$$P_A = X_A P_A^\circ \text{ y } P_B = X_B P_B^\circ$$

y la presión de vapor total sobre la disolución es:

$$P_{total} = P_A + P_B = X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ$$

◄ **FIGURA 6.24** **Los componentes volátiles de mezclas orgánicas pueden separarse a escala industrial.**

Considere una mezcla de 1.0 mol de benceno (C_6H_6) y 2.0 moles de tolueno (C_7H_8)($X_{ben} = 0.33$, $X_{tol} = 0.67$). A 20 °C las presiones de vapor de las sustancias puras son $P_{ben}^\circ = 75$ torr y $P_{tol}^\circ = 22$ torr. Así, las presiones parciales sobre la disolución son

$$P_{ben} = (0.33)(75 \text{ torr}) = 25 \text{ torr}$$
$$P_{tol} = (0.67)(22 \text{ torr}) = 15 \text{ torr}$$

y la presión de vapor total sobre el líquido es

$$P_{total} = P_{ben} + P_{tol} = 25 \text{ torr} + 15 \text{ torr} = 40 \text{ torr}$$

Observe que el vapor es más rico en benceno, el componente más volátil.

La fracción molar del benceno en el vapor está dada por la razón de su presión de vapor a la presión total:

$$X_{ben \text{ en vapor}} = \frac{P_{ben}}{P_{tol}} = \frac{25 \text{ torr}}{40 \text{ torr}} = 0.63$$

Aunque el benceno constituye solo 33% de las moléculas en la disolución, representa 63% de las moléculas en el vapor.

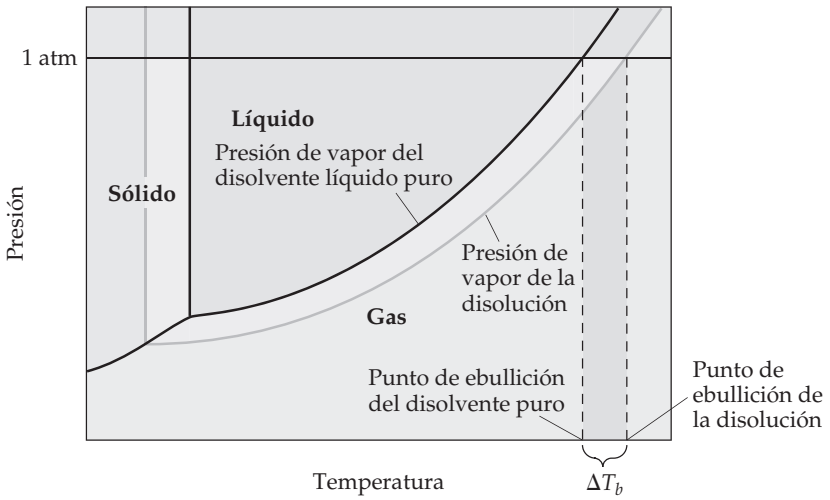
Cuando una disolución líquida ideal que contiene dos componentes volátiles está en equilibrio con su vapor, el componente más volátil será relativamente más rico en el vapor. Este hecho forma la base de la *destilación*, una técnica utilizada para separar (ya sea en forma completa o parcial) mezclas que contienen componentes volátiles. La destilación es el procedimiento mediante el cual un fabricante clandestino elabora whisky empleando un alambique y, por el cual, las plantas petroquímicas logran la separación de petróleo crudo en gasolina, combustible diésel, aceite lubricante, etcétera (◄ **FIGURA 6.24**). La destilación también se utiliza de forma rutinaria a pequeña escala en el laboratorio.

soluto-soluto, disolvente-disolvente y soluto-disolvente. Las disoluciones reales se aproximan mejor al comportamiento ideal cuando la concentración del soluto es baja y cuando el soluto y el disolvente tienen tamaños moleculares y tipos de atracciones intermoleculares similares.

Muchas disoluciones no cumplen la ley de Raoult de manera exacta, así que no son disoluciones ideales. Si, por ejemplo, las interacciones disolvente-soluto en una disolución son más débiles que las interacciones disolvente-disolvente o las soluto-soluto, entonces la presión de vapor tiende a ser mayor que la que predice la ley de Raoult (es decir, la disminución de la presión de vapor es menor que la predicción de la ley de Raoult). Cuando las interacciones soluto-disolvente en una disolución son excepcionalmente intensas, como podría ser el caso en el que existen enlaces de hidrógeno, la presión de vapor es menor que lo predicho por la ley de Raoult (la disminución de la presión de vapor es *mayor* que la predicha por esta ley). Se debe estar consciente de que estas desviaciones de la idealidad ocurren; sin embargo, se despreciarán en el resto de esta unidad.

Elevación del punto de ebullición

¿De qué manera los diagramas de fases de una disolución y, por lo tanto, sus puntos de ebullición y congelación, difieren de los que corresponden al disolvente puro? La adición de un soluto no volátil disminuye la presión de vapor de la disolución. Así, en la ► **FIGURA 6.25**, la curva de presión del vapor de la disolución está desplazada hacia abajo con respecto a la curva de presión de vapor del disolvente puro.



◀ **FIGURA 6.25 Diagrama de fases ilustrando la elevación del punto de ebullición.**

Recuerde que el punto de ebullición normal de un líquido es la temperatura a la cual su presión de vapor es igual a 1 atm. Como la disolución tiene una presión de vapor más baja que la del disolvente puro, se requiere una temperatura mayor para que la disolución logre una presión de vapor de 1 atm. Entonces, *el punto de ebullición de la disolución es mayor que la del disolvente puro*. Este efecto se observa en la figura 6.25. En la gráfica, se encuentran los puntos de ebullición normales del disolvente puro localizando el punto donde la línea horizontal a 1 atm interseca la curva de presión de vapor (línea negra), y después trazando una línea a partir de este punto hacia abajo al eje de la temperatura. Para la disolución, la recta horizontal a 1 atm interseca la curva de presión de vapor en una temperatura más alta, lo que indica que la disolución tiene un punto de ebullición más alto que el disolvente puro.

El aumento en el punto de ebullición con respecto al del disolvente puro, ΔT_b, es una cantidad positiva que se obtiene al restar el punto de ebullición del disolvente puro del punto de ebullición de la disolución. El valor de ΔT_b es directamente proporcional a la molalidad de la disolución:

$$\Delta T_b = K_b m \qquad [6.14]$$

La magnitud de K_b, que se conoce como **constante molal de elevación del punto de ebullición**, solo depende del disolvente. Algunos valores típicos para varios disolventes comunes están indicados en la ▼ TABLA 6.3. Para el agua, en la tabla se muestra que $K_b = 0.51\ °C/m$; esto significa que el punto de ebullición de cualquier disolución acuosa que sea 1 m en partículas de soluto no volátil es 0.51 °C más alto que el punto de ebullición del agua pura. En general, las disoluciones no se comportan idealmente, de manera que las constantes indicadas en la tabla 6.3 solo sirven para las disoluciones que no estén muy concentradas.

Es importante recordar que la elevación del punto de ebullición es proporcional a la concentración *total* de partículas de soluto, sin importar si las partículas son moléculas o iones. Cuando el NaCl se disuelve en agua, 2 moles de partículas de soluto (1 mol de Na^+ y 1 mol de Cl^-) se forman por cada mol de NaCl que se disuelve. Por lo tanto, una disolución acuosa de 1 m de NaCl es 1 m en Na^+ y 1 m en Cl^-, haciendo un total de 2 m en partículas de soluto. Como resultado, la elevación del punto de ebullición de una disolución acuosa de 1 m de NaCl es aproximadamente $(2\ m)(0.51\ °C/m) = 1$ °C, el doble que una disolución 1 m de

TABLA 6.3 • Constantes molales de elevación del punto de ebullición y de disminución del punto de congelación

Disolvente	Punto de ebullición normal (°C)	K_b (°C/m)	Punto de congelación normal (°C)	K_f (°C/m)
Agua, H_2O	100.0	0.51	0.0	1.86
Benceno, C_6H_6	80.1	2.53	5.5	5.12
Etanol, C_2H_5OH	78.4	1.22	−114.6	1.99
Tetracloruro de carbono, CCl_4	76.8	5.02	−22.3	29.8
Cloroformo, $CHCl_3$	61.2	3.63	−63.5	4.68

un no electrolito como la sacarosa. Así, para predecir de manera adecuada el efecto de un soluto en particular sobre la elevación del punto de ebullición (o de cualquier otra propiedad coligativa), es importante saber si el soluto es un electrolito o un no electrolito.

PIÉNSELO UN POCO

Un soluto disuelto en agua ocasiona que el punto de ebullición aumente en 0.51 °C. ¿Esto significa necesariamente que la concentración del soluto es 1.0 *m*?

Disminución del punto de congelación

Las curvas de presión de vapor para las fases líquida y sólida se encuentran en el punto triple. En la ▼ **FIGURA 6.26** se observa que la temperatura del punto triple de la disolución es más baja que la temperatura del punto triple del líquido puro, ya que la disolución tiene una presión de vapor menor que la del líquido puro.

El punto de congelación de una disolución es la temperatura a la cual los primeros cristales del disolvente puro comienzan a formarse en equilibrio con la disolución. Recuerde que la línea que representa el equilibrio sólido-líquido crece casi verticalmente a partir del punto triple. Como la temperatura del punto triple de la disolución es menor que la del líquido puro, *el punto de congelación de la disolución es menor que el del líquido puro*. La disminución del punto de congelación ΔT_f, es una cantidad positiva que se obtiene restando el punto de congelación de la disolución del punto de congelación del disolvente puro.

Como en el caso de la elevación del punto de ebullición, ΔT_f es directamente proporcional a la molalidad del soluto:

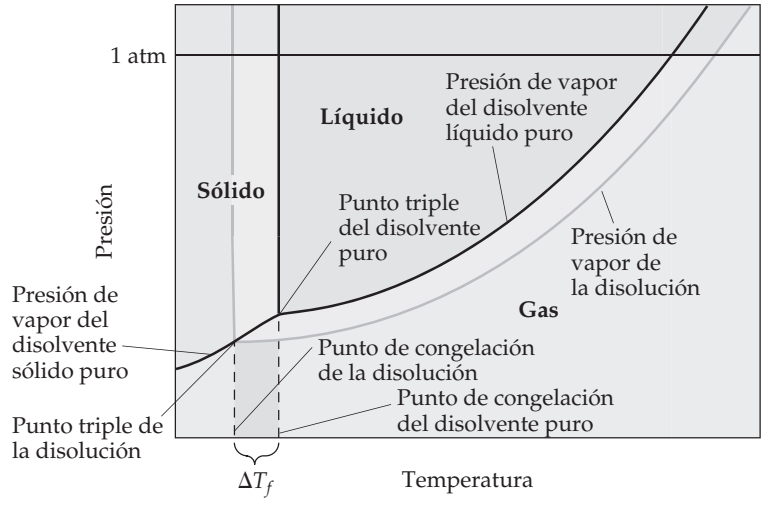
$$\Delta T_f = K_f m \qquad [6.15]$$

Los valores de K_f, la **constante molal de disminución del punto de congelación**, para varios disolventes comunes aparecen en la tabla 6.3. Para el agua, K_f es 1.86 °C/*m*. Por lo tanto, cualquier disolución acuosa que sea 1 *m* en partículas de soluto no volátil (como de $C_6H_{12}O_6$ 1 *m* o de 0.5 *m* de NaCl) se congela a una temperatura que se ubica 1.86 °C más abajo que el punto de congelación del agua pura.

La disminución del punto de congelación ocasionada por los solutos explica el uso de los anticongelantes en los automóviles y el empleo del cloruro de calcio ($CaCl_2$) para derretir el hielo de las carreteras durante el invierno.

EJERCICIO RESUELTO 6.10 **Cálculo de la elevación del punto de ebullición y de la disminución del punto de congelación**

Un anticongelante para automóviles consiste en etilenglicol, $CH_2(OH)CH_2(OH)$, un no electrolito no volátil. Calcule el punto de ebullición y el punto de congelación de una disolución 25.0% en masa de etilenglicol en agua.



▲ **FIGURA 6.26** **Diagrama de fases que ilustra la disminución del punto de congelación.**

SOLUCIÓN

Análisis Se da información sobre una disolución que contiene 25.0% en masa de un soluto no electrolito, no volátil, y se pide calcular los puntos de ebullición y de congelación de la disolución. Para hacerlo, deben calcularse la elevación del punto de ebullición y la disminución del punto de congelación.

Estrategia Para calcular la elevación del punto de ebullición y la disminución del punto de congelación mediante las ecuaciones 6.14 y 6.15, se debe expresar la concentración de la disolución como molalidad. Por conveniencia, suponga que se tienen 1000 g de disolución. Como la disolución es 25% en masa de etilenglicol, las masas del etilenglicol y el agua en la disolución son 250 y 750 g, respectivamente. Con estas cantidades es posible calcular la molalidad de la disolución, la cual se emplea con las constantes molales de elevación del punto de ebullición y de disminución del punto de congelación (tabla 6.3) para determinar ΔT_b y ΔT_f. Se suma ΔT_b al punto de ebullición y se resta ΔT_f del punto de congelación del disolvente para obtener el punto de ebullición y el punto de congelación de la disolución.

Solución La molalidad de la disolución se calcula como sigue:

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de } C_2H_6O_2}{\text{kilogramos de } H_2O} = \left(\frac{250 \text{ g } C_2H_6O_2}{750 \text{ g } H_2O}\right)\left(\frac{1 \text{ mol } C_2H_6O_2}{62.1 \text{ g } C_2H_6O_2}\right)\left(\frac{1000 \text{ g } H_2O}{1 \text{ kg } H_2O}\right)$$
$$= 5.37\ m$$

Ahora se utilizan las ecuaciones 6.14 y 6.15 para calcular los cambios en los puntos de ebullición y de congelación:

$$\Delta T_b = K_b m = (0.51\ ^\circ\text{C}/m)(5.37\ m) = 2.7\ ^\circ\text{C}$$
$$\Delta T_f = K_f m = (1.86\ ^\circ\text{C}/m)(5.37\ m) = 10.0\ ^\circ\text{C}$$

Así, los puntos de ebullición y de congelación de la disolución son

$$\text{Punto de ebullición} = (\text{pe normal del disolvente}) + \Delta T_b$$
$$= 100.0\ ^\circ\text{C} + 2.7\ ^\circ\text{C} = 102.7\ ^\circ\text{C}$$

$$\text{Punto de congelación} = (\text{pc normal del disolvente}) - \Delta T_f$$
$$= 0.0\ ^\circ\text{C} - 10.0\ ^\circ\text{C} = -10.0\ ^\circ\text{C}$$

Comentario Observe que la disolución es líquida en un intervalo de temperatura más grande que el disolvente puro.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Calcule el punto de congelación de una disolución que contiene 0.600 kg de $CHCl_3$ y 42.0 g de eucaliptol ($C_{10}H_{18}O$), una sustancia aromática que se encuentra en las hojas de los árboles de eucalipto (véase la tabla 6.3).

Respuesta: $-65.6\ ^\circ\text{C}$

EJERCICIO RESUELTO 6.11 Disminución del punto de congelación de disoluciones acuosas

Ordene las siguientes disoluciones acuosas de acuerdo con su punto de congelación esperado: 0.050 *m* de $CaCl_2$, 0.15 *m* de NaCl, 0.10 *m* de HCl, 0.050 *m* de CH_3COOH, 0.10 *m* de $C_{12}H_{22}O_{11}$.

SOLUCIÓN

Análisis Se deben ordenar cinco disoluciones acuosas de acuerdo con los puntos de congelación esperados, con base en las molalidades y las fórmulas del soluto.

Estrategia El punto de congelación más bajo corresponderá a la disolución con la mayor concentración de partículas de soluto. Para determinar la concentración total de partículas de soluto en cada caso, debe establecerse si la sustancia es un no electrolito o un electrolito y considerar el número de iones formados cuando un electrolito se ioniza.

Solución $CaCl_2$, NaCl y HCl son electrolitos fuertes, CH_3COOH (ácido acético) es un electrolito débil, y $C_{12}H_{22}O_{11}$ es un no electrolito. La molalidad de cada disolución en partículas totales es como sigue:

$$0.050\ m\ CaCl_2 \Rightarrow 0.050\ m \text{ en } Ca^{2+} \text{ y } 0.10\ m \text{ en } Cl^- \Rightarrow 0.15\ m \text{ en partículas}$$

$$0.15\ m\ NaCl \Rightarrow 0.15\ m\ Na^+ \text{ y } 0.15\ m \text{ en } Cl^- \Rightarrow 0.30\ m \text{ en partículas}$$

$$0.10\ m\ HCl \Rightarrow 0.10\ m\ H^+ \text{ y } 0.10\ m \text{ en } Cl^- \Rightarrow 0.20\ m \text{ en partículas}$$

$$0.050\ m\ CH_3COOH \Rightarrow \text{electrolito débil} \Rightarrow \text{entre } 0.050\ m \text{ y } 0.10\ m \text{ en partículas}$$

$$0.10\ m\ C_{12}H_{22}O_{11} \Rightarrow \text{no electrolito} \Rightarrow 0.10\ m \text{ en partículas}$$

Como los puntos de congelación dependen de la molalidad total de las partículas en disolución, el orden esperado es 0.15 *m* de NaCl (el punto de congelación más bajo), 0.10 *m* de HCl, 0.050 *m* de $CaCl_2$, 0.10 *m* de $C_{12}H_{22}O_{11}$ y 0.050 *m* de CH_3COOH (el punto de congelación más alto).

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuál de los siguientes solutos producirá el mayor incremento en el punto de ebullición cuando se agreguen a 1 kg de agua: 1 mol de $Co(NO_3)_2$, 2 moles de KCl, 3 moles de etilenglicol ($C_2H_6O_2$)?

Respuesta: 2 moles de KCl porque este contiene la más alta concentración de partículas, 2 *m* de K^+ y 2 *m* de Cl^-, lo que da 4 *m* en total.

Ósmosis

Ciertos materiales, incluidas muchas membranas de sistemas biológicos y sustancias sintéticas como el celofán, son *semipermeables*. Cuando entran en contacto con una disolución, estos materiales solo permiten que pequeñas moléculas, por ejemplo, las de agua, pasen a través de su red de minúsculos poros.

Considere una situación en la que solo las moléculas de disolvente pueden pasar a través de una membrana semipermeable colocada entre dos disoluciones de diferentes concentraciones. La rapidez a la que el disolvente pasa desde la disolución menos concentrada (menor concentración de soluto, pero más alta concentración de disolvente) a la disolución más concentrada (mayor concentración de soluto, pero más baja concentración de disolvente) es mayor que la rapidez en la dirección opuesta. Así, hay un movimiento neto de las moléculas del disolvente desde la disolución con una menor concentración de soluto hacia la de mayor concentración. En este proceso, llamado **ósmosis**, *el movimiento neto del disolvente siempre es hacia la disolución con la concentración de soluto más elevada*, como si las disoluciones fueran obligadas a lograr idénticas concentraciones.

La ► **FIGURA 6.27** muestra la ósmosis que ocurre entre una disolución acuosa y el agua pura. El tubo en U contiene agua a la izquierda y una disolución acuosa a la derecha. Existe un movimiento neto de agua a través de la membrana, de izquierda a derecha. Como resultado, los niveles de líquido en los dos brazos se vuelven distintos. Finalmente, la diferencia de presión que resulta de alturas diferentes del líquido se hace tan grande que cesa el flujo neto de agua. La presión necesaria para evitar la ósmosis de un disolvente puro a una disolución es la **presión osmótica** de la disolución. Si se aplica una presión externa igual a la presión osmótica a la disolución, los niveles del líquido en ambos brazos pueden igualarse, como se muestra en el panel derecho de la figura 6.27.

La presión osmótica cumple una ley similar, en forma, a la del gas ideal, $\Pi V = nRT$, en donde Π es la presión osmótica, V es el volumen de la disolución, n es el número de moles de soluto, R es la constante del gas ideal y T es la temperatura en la escala Kelvin. De esta ecuación, se obtiene

$$\Pi = \left(\frac{n}{V}\right)RT = MRT \qquad [6.16]$$

donde M es la molaridad de la disolución. Ya que la presión osmótica para cualquier disolución depende de la concentración de la disolución, la presión osmótica es una propiedad coligativa.

Si dos disoluciones con presiones osmóticas idénticas se separan mediante una membrana semipermeable, no se presentará la ósmosis. Las dos disoluciones son *isotónicas* entre sí. Si una disolución tiene una presión osmótica menor, es *hipotónica* con respecto a la disolución más concentrada. La disolución más concentrada es *hipertónica* con respecto a la disolución diluida.

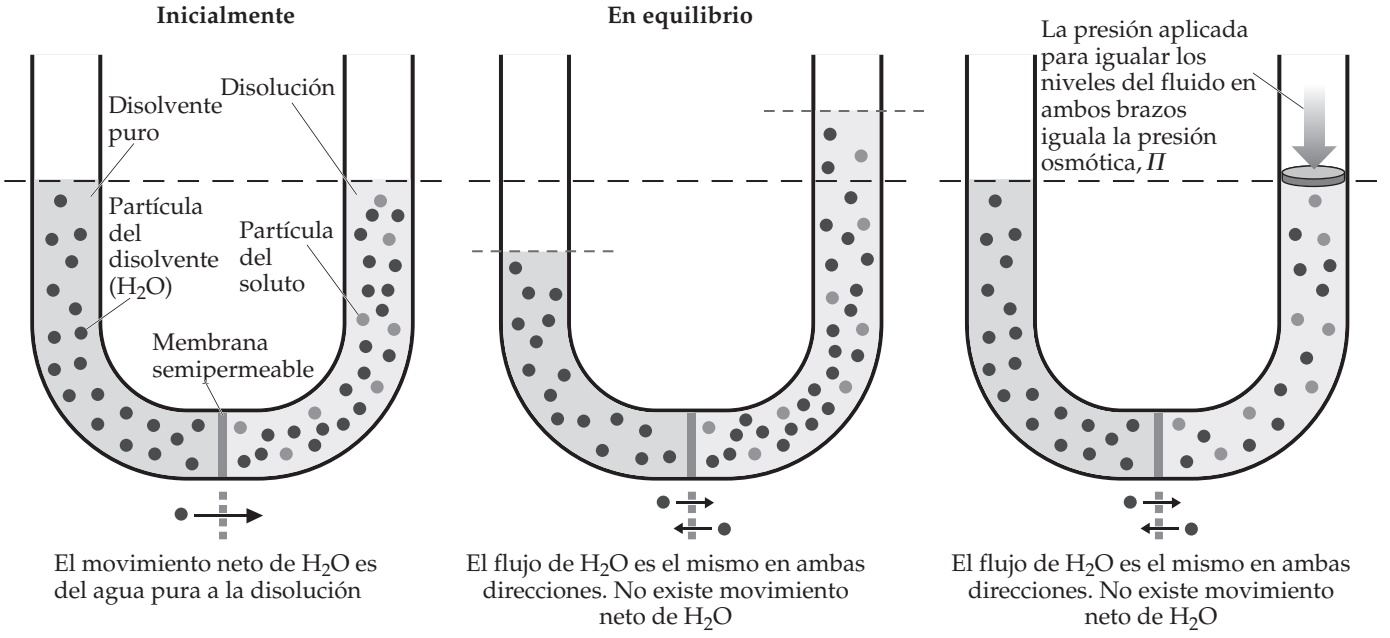
PIÉNSELO UN POCO

De dos disoluciones de KBr, una 0.5 *m* y la otra 0.20 *m*, ¿cuál es hipotónica con respecto a la otra?

La ósmosis desempeña un papel importante en los sistemas vivos. Por ejemplo, las membranas de los glóbulos rojos de la sangre son semipermeables. Si se coloca un glóbulo rojo en una disolución que es *hipertónica* con respecto a la disolución intracelular (la disolu-

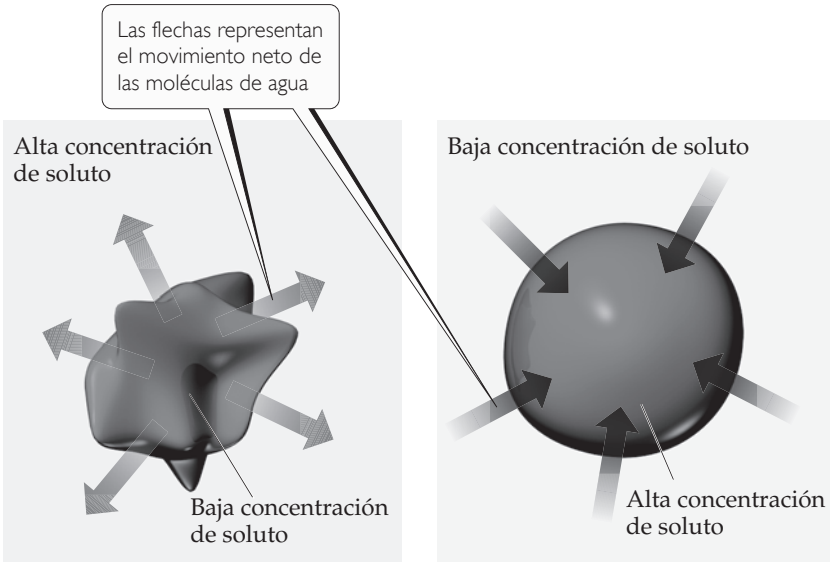
IMAGINE

Si el agua pura en el brazo izquierdo del tubo en U se sustituye por una disolución más concentrada que la del brazo derecho, ¿qué ocurrirá?



▲ FIGURA 6.27 Ósmosis.

ción dentro de las células), esto ocasiona que el agua salga de la célula (**▼ FIGURA 6.28**). Esto hace que la célula se contraiga, un proceso conocido como *crenación*. Si se coloca la célula en una disolución que es *hipotónica* con respecto al fluido intracelular, el agua entrará a la célula. Esto puede causar una ruptura de la célula, un proceso llamado *hemólisis*. A las personas que requieren fluidos corporales o reemplazo de nutrientes pero que no pueden alimentarse por vía oral, se les aplican disoluciones por infusión intravenosa (IV), que llevan los nutrientes directamente hasta las venas. Para prevenir la crenación o la hemólisis de los glóbulos rojos, las disoluciones IV deben ser isotónicas con respecto a los fluidos intracelulares de los glóbulos.



Crenación de los glóbulos rojos colocados en un ambiente hipertónico

Hemólisis de los glóbulos rojos colocados en un entorno hipotónico

IMAGINE

Si el fluido que rodea a los glóbulos rojos del paciente está desprovisto de electrolitos, ¿qué es más probable que ocurra, la crenación o la hemólisis?

◄ FIGURA 6.28 Ósmosis a través de la pared celular de los glóbulos rojos.

EJERCICIO RESUELTO 6.12 **Cálculos que implican a la presión osmótica**

La presión osmótica promedio de la sangre es de 7.7 atm a 25 °C. ¿Qué molaridad de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) será isotónica con respecto a la sangre?

SOLUCIÓN

Análisis Se pide calcular la concentración de la glucosa en agua que sería isotónica con la sangre, puesto que la presión osmótica de la sangre a 25 °C es de 7.7 atm.

Estrategia Se dan la presión osmótica y la temperatura, así que es posible despejar la concentración a partir de la ecuación 6.16.

Solución

$$\Pi = MRT$$

$$M = \frac{\Pi}{RT} = \frac{7.7 \text{ atm}}{\left(0.0821 \frac{\text{L-atm}}{\text{mol-K}}\right)(298 \text{ K})} = 0.31\ M$$

Comentario En situaciones clínicas, las concentraciones de las disoluciones, por lo general, se expresan como porcentajes en masa. El porcentaje en masa de una disolución 0.31 *M* de glucosa es 5.3%. La concentración del NaCl que es isotónica con la sangre es 0.16 *M*, ya que el NaCl se ioniza para formar dos partículas, Na^+ y Cl^- (una disolución 0.155 *M* de NaCl es 0.310 *M* en partículas). Una disolución 0.16 *M* de NaCl es 0.9% en masa de NaCl. Este tipo de disolución se conoce como una disolución salina fisiológica.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuál es la presión osmótica a 20 °C de una disolución de sacarosa 0.0020 *M* ($C_{12}H_{22}O_{11}$)?

Respuesta: 0.048 atm, o 37 torr

Existen muchos ejemplos biológicos interesantes relacionados con la ósmosis. Un pepino colocado en salmuera concentrada pierde agua por ósmosis, y se encoge hasta que se convierte en un encurtido. Las personas que comen muchos alimentos salados retienen agua en los tejidos y en el espacio intercelular debido a la ósmosis. La inflamación o hinchazón resultante se conoce como *edema*. El movimiento del agua del suelo hacia dentro de las raíces de la planta se debe parcialmente a la ósmosis. Las bacterias en la carne salada o en la fruta endulzada pierden agua por ósmosis, se encogen y mueren; así se conserva la fruta.

El movimiento de una sustancia de un área de mayor concentración hacia una de menor concentración se da de forma espontánea. Las células biológicas transportan agua y otros materiales selectos a través de sus membranas, lo que permite a los nutrientes entrar y a los materiales de desecho salir. En algunos casos, las sustancias se deben mover a lo largo de las membranas de la célula desde un área de baja concentración a otra de alta concentración. Este movimiento, llamado *transporte activo*, no es espontáneo, de modo que las células deben gastar energía para hacerlo.

PIÉNSELO UN POCO

¿La presión osmótica de una disolución de NaCl 0.10 *M* es mayor que, menor que o igual a la de una disolución de KBr 0.10 *M*?

Determinación de la masa molar

Las propiedades coligativas de las disoluciones son un medio útil para determinar la masa molar. Es posible utilizar cualquiera de las cuatro propiedades coligativas, como se muestra en los ejercicios resueltos 6.12 y 6.13.

EJERCICIO RESUELTO 6.13 **Masa molar a partir de la disminución del punto de congelación**

Se preparó una disolución de un no electrolito no volátil desconocido disolviendo 0.250 g de la sustancia en 40.0 g de CCl_4. El punto de ebullición de la disolución resultante fue 0.357 °C más elevado que el del disolvente puro. Calcule la masa molar del soluto.

SOLUCIÓN

Análisis Nuestro objetivo es calcular la masa molar de un soluto con base en lo que se conoce sobre la elevación del punto de ebullición de su disolución en CCl_4, $\Delta T_b = 0.357$ °C, y las masas del soluto y el disolvente. La tabla 6.3 da K_b para el disolvente (CCl_4), $K_b = 5.02$ °C/m.

Estrategia Se utilizará la ecuación 6.14, $\Delta T_b = K_b m$, para calcular la molalidad de la disolución. Luego se empleará la molalidad y la cantidad del disolvente (40.0 g de CCl_4) para determinar el número de moles de soluto. Por último, la masa molar del soluto es igual al número de gramos por mol, de modo que se divide el número de gramos de soluto (0.250 g) entre el número de moles ya calculado.

Solución De la ecuación 6.14 se tiene:

$$\text{Molalidad} = \frac{\Delta T_b}{K_b} = \frac{0.357\ ^\circ\text{C}}{5.02\ ^\circ\text{C}/m} = 0.0711\ m$$

Así, la disolución contiene 0.0711 moles de soluto por kilogramo de disolvente. La disolución se preparó con 40.0 g = 0.0400 kg de disolvente (CCl_4). Por lo tanto, el número de moles de soluto en la disolución es:

$$(0.0400\ \text{kg}\ CCl_4)\left(0.0711\ \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg}\ CCl_4}\right) = 2.84 \times 10^{-3}\ \text{mol soluto}$$

La masa molar del soluto es el número de gramos por mol de la sustancia:

$$\text{Masa molar} = \frac{0.250\ \text{g}}{2.84 \times 10^{-3}\ \text{mol}} = 88.0\ \text{g/mol}$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

El alcanfor ($C_{10}H_{16}O$) funde a 179.8 °C y tiene una constante de disminución del punto de congelación particularmente grande, $K_f = 40.0$ °C/m. Al disolver 0.186 g de una sustancia orgánica de masa molar desconocida en 22.01 g de alcanfor líquido, se encontró que el punto de congelación de la mezcla es de 176.7 °C. ¿Cuál es la masa molar del soluto?

Respuesta: 110 g/mol

EJERCICIO RESUELTO 6.14 Masa molar a partir de la presión osmótica

Se midió la presión osmótica de una disolución acuosa de cierta proteína para determinar la masa molar de esta última. La disolución contiene 3.50 mg de proteína disuelta en agua suficiente para formar 5.00 mL de disolución. Se encontró que la presión osmótica de la disolución a 25 °C era 1.54 torr. Considerando la proteína como un no electrolito, calcule su masa molar.

SOLUCIÓN

Análisis Nuestro objetivo es calcular la masa molar de una proteína de masa molecular elevada, a partir de su presión osmótica; se conocen la masa de la proteína y el volumen de la disolución.

Estrategia Se dan la temperatura ($T = 25$ °C) y la presión osmótica ($\Pi = 1.54$ torr), y también se conoce el valor de R de manera que es posible utilizar la ecuación 6.16 para calcular la molaridad de la disolución, M. Para hacerlo, se debe convertir la temperatura de °C a K y la presión osmótica de torr a atm. Después se utiliza la molaridad y el volumen de la disolución (5.00 mL) para determinar el número de moles de soluto. Por último, se obtiene la masa molar dividiendo la masa del soluto (3.50 mg) entre el número de moles del soluto.

Solución Si la molaridad se despeja de la ecuación 6.16, resulta

$$\text{Molaridad} = \frac{\Pi}{RT} = \frac{(1.54\ \text{torr})\left(\frac{1\ \text{atm}}{760\ \text{torr}}\right)}{\left(0.0821\frac{\text{L-atm}}{\text{mol-K}}\right)(298\ \text{K})} = 8.28 \times 10^{-5}\ \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Ya que el volumen de la disolución es de 5.00 mL = 5.00×10^{-3} L, el número de moles de la proteína debe ser

$$\text{Moles} = (8.28 \times 10^{-5}\ \text{mol/L})(5.00 \times 10^{-3}\ \text{L}) = 4.14 \times 10^{-7}\ \text{mol}$$

La masa molar es el número de gramos por mol de sustancia. La muestra tiene una masa de 3.50 mg = 3.50×10^{-3} g. La masa molar es el número de gramos dividido entre el número de moles:

$$\text{Masa molar} = \frac{\text{gramos}}{\text{moles}} = \frac{3.50 \times 10^{-3}\ \text{g}}{4.14 \times 10^{-7}\ \text{mol}} = 8.45 \times 10^{3}\ \text{g/mol}$$

Comentario Debido a que las presiones pequeñas se pueden medir con facilidad y exactitud, las mediciones de la presión osmótica ofrecen una forma útil para determinar las masas molares de las moléculas grandes.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Una muestra de 2.05 g de poliestireno con una longitud de cadena uniforme del polímero se disolvió en suficiente tolueno para formar 0.100 L de disolución. Se encontró que la presión osmótica de esta disolución era de 1.21 kPa a 25 °C. Calcule la masa molar del poliestireno.

Respuesta: 4.20×10^4 g/mol

UNA MIRADA DE CERCA

PROPIEDADES COLIGATIVAS DE LAS DISOLUCIONES DE ELECTROLITOS

Las propiedades coligativas de las disoluciones dependen de la concentración *total* de las partículas del soluto, independientemente de si las partículas son iones o moléculas. Así, se esperaría que una disolución de NaCl 0.100 *m* presente una disminución de su punto de congelación de $(0.200\ m)(1.86\ °C/m) = 0.372$ °C, debido a que es 0.100 *m* de $Na^+(ac)$ y 0.100 *m* de $Cl^-(ac)$. Sin embargo, la disminución del punto de congelación registrada es de solo 0.348 °C y la situación es similar para otros electrolitos fuertes. Por ejemplo, una disolución de KCl 0.100 *m* se congela a −0.344 °C.

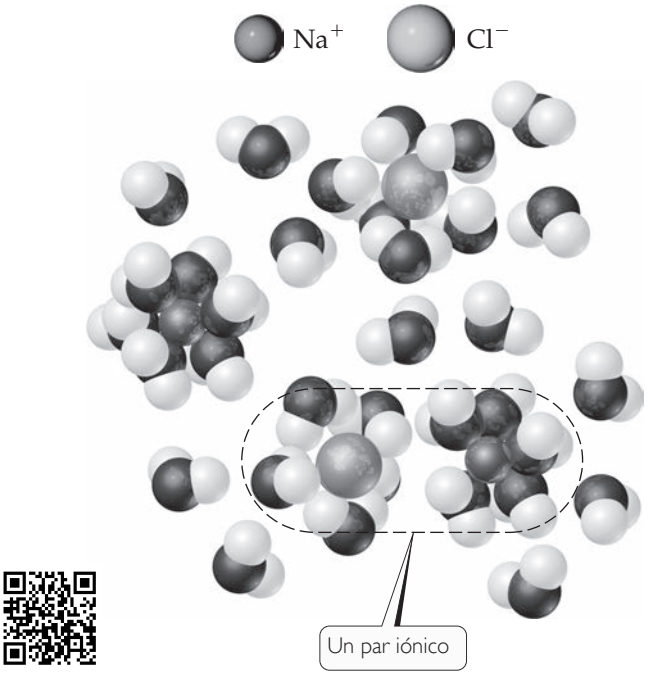
La diferencia entre las propiedades coligativas esperadas y las observadas en los electrolitos fuertes se debe a las atracciones electrostáticas entre los iones. Mientras los iones se mueven dentro de la disolución, los iones de carga opuesta hacen colisión y se "mantienen juntos" por breves momentos. Mientras permanecen juntos, se comportan como una sola partícula llamada *par iónico* (► **FIGURA 6.29**). Por lo tanto, el número de partículas independientes es reducido, lo que provoca una reducción en la disminución del punto de congelación (así como en la elevación del punto de ebullición, la reducción de la presión de vapor y la presión osmótica).

Una medida del grado al cual los electrolitos se disocian es el *factor de Van't Hoff*, *i*. Este factor es la relación del valor real de una propiedad coligativa con respecto al valor calculado, suponiendo que la sustancia es un no electrólito. Por ejemplo, mediante la disminución del punto de congelación, se tiene

$$i = \frac{\Delta T_f(\text{medido})}{\Delta T_f(\text{calculado para el no electrólito})} \qquad [6.17]$$

Es posible determinar el valor ideal de *i* para una sal a partir del número de iones por unidad formular. Por ejemplo, para el NaCl, el factor límite de Van't Hoff es igual a 2 porque el NaCl consiste en un Na^+ y un Cl^- por unidad fórmula; para el K_2SO_4 es 3 ya que el K_2SO_4 consiste en dos K^+ y un SO_4^{2-}. En ausencia de cualquier información con respecto al valor real de *i* para una disolución, en los cálculos se utilizará el valor límite.

Dos tendencias son evidentes en la ► **TABLA 6.4**, la cual da los factores de Van't Hoff para distintas sustancias a diluciones diferentes. Primero, la dilución afecta el valor de *i* para los electrolitos; cuanto más diluida esté la disolución, más se aproximará *i* al valor ideal o límite. Así, el grado de apareamiento iónico en las disoluciones de electrolitos disminuye durante la dilución. Segundo, cuanto menores sean las cargas en los iones, menor será la desviación de *i* de su valor limitante porque el grado de apareamiento iónico disminuye al disminuir las cargas iónicas. Ambas tendencias son congruentes con los fundamentos de la electrostática: la fuerza de interacción entre partículas cargadas disminuye al incrementarse la separación entre ellas y al disminuir sus cargas.



▲ **FIGURA 6.29** **Pares iónicos y propiedades coligativas.** Una disolución de NaCl contiene no solo iones $Na^+(ac)$ y $Cl^-(ac)$ separados, sino también pares iónicos.

TABLA 6.4 • Factores de Van't Hoff para varias sustancias a 25 °C

	Concentración			
Compuesto	**0.100 *m***	**0.0100 *m***	**0.00100 *m***	**Valor límite**
Sacarosa	1.00	1.00	1.00	1.00
NaCl	1.87	1.94	1.97	2.00
K_2SO_4	2.32	2.70	2.84	3.00
$MgSO_4$	1.21	1.53	1.82	2.00

REFLEXIÓN

¿Comprendo qué es una propiedad coligativa?
¿Soy capaz de determinar masas y temperaturas a partir de las expresiones de las propiedades coligativas?

ACTIVIDAD

1. Realice un mapa conceptual, debidamente estructurado y jerarquizado, donde describa las características de las propiedades coligativas y sus efectos en una disolución.
2. Mencione cuatro propiedades de una disolución que dependan de la concentración total, pero no del tipo de partícula o partículas presentes en el soluto. Escriba la expresión matemática que describe la manera en que estas propiedades dependen de la concentración.
3. ¿Cómo afecta el aumento de la concentración de un soluto no volátil en agua a las siguientes propiedades: *a*) presión de vapor, *b*) punto de congelación, *c*) punto de ebullición, *d*) presión osmótica?
4. *a*) ¿Qué es una *disolución ideal*? *b*) La presión de vapor del agua pura a 60 °C es de 149 torr. La presión de vapor del agua sobre una disolución a 60 °C que contiene números iguales de moles de agua y de etilenglicol (un soluto no volátil) es de 67 torr. ¿Es una disolución ideal de acuerdo con la ley de Raoult? Explique.
5. La presión osmótica medida de una disolución acuosa de 0.010 *M* de $CaCl_2$ es de 0.674 atm a 25 °C. *a*) Calcule el factor de Van't Hoff, *i*, para la disolución. *b*) ¿Cuál sería el cambio en el valor de *i* a medida que la disolución se vuelve más concentrada? Explique.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Calcule el punto de congelación de una disolución acuosa de 0.100 m de K_2SO_4, *a*) ignorando las atracciones interiónicas y *b*) considerando las atracciones interiónicas mediante el uso del factor de Van't Hoff (tabla 6.4).
2. Una sal de litio que se utiliza en una grasa lubricante tiene la fórmula $LiC_nH_{2n+1}O_2$. La sal es soluble en agua hasta 0.036 g por 100 g de agua a 25 °C. La presión osmótica medida de esta disolución es de 57.1 torr. Suponiendo que la molalidad y la molaridad en una disolución tan diluida son iguales y que la sal de litio está completamente disociada en la disolución, determine un valor adecuado de n en la fórmula de la sal.
3. *a*) Calcule la presión de vapor del agua sobre una disolución preparada mediante la adición de 22.5 g de lactosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) a 200.0 g de agua a 338 K. (Los datos relacionados con la presión de vapor de agua aparecen en el apéndice B). *b*) Calcule la masa del propilenglicol ($C_3H_8O_2$) que se debe adicionar a 0.340 kg de agua para reducir la presión de vapor a 2.88 torr a 40 °C.
4. ¿Cuántos gramos de etilenglicol ($C_2H_6O_2$) se deben adicionar a 1.00 kg de agua para producir una disolución que se congele a –5.00 °C?
5. ¿Cuál es el punto de congelación de una disolución acuosa que hierve a 105.0 °C?
6. ¿Cuál es la presión osmótica formada por la disolución de 44.2 mg de aspirina ($C_9H_8O_4$) en 0.358 L de agua a 25 °C?
7. *a*) ¿Por qué una disolución acuosa de 0.10 *m* de NaCl tiene un punto de ebullición más alto que una disolución acuosa de 0.10 *m* de $C_6H_{12}O_6$? *b*) Calcule el punto de ebullición de cada disolución. *c*) El punto de ebullición experimental de la disolución de NaCl es más bajo que el calculado, suponiendo que el NaCl está completamente disociado en la disolución. ¿Por qué se da esta situación?
8. Clasifique las siguientes disoluciones acuosas, cada una a 10% en masa en el soluto, en orden de punto de ebullición creciente: glucosa ($C_6H_{12}O_6$), sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$), nitrato de sodio ($NaNO_3$).
9. Clasifique las siguientes disoluciones acuosas en orden de punto de congelación decreciente: 0.040 *m* de glicerina ($C_3H_8O_3$), 0.020 *m* de KBr, 0.030 *m* de fenol (C_6H_5OH).

6.8 COLOIDES

Cuando las partículas de arcilla finamente divididas se dispersan en el agua, en algún momento se sedimentan debido a la gravedad. Las partículas dispersas de arcilla son más grandes que la mayoría de las moléculas y constan de muchos miles o incluso millones de átomos. En cambio, las partículas dispersadas en una disolución (iones en una disolución salina, digamos, o moléculas de glucosa en una disolución azucarada) son mucho más pequeñas. Entre estos

TABLA 6.5 • Tipos de coloides

Fase del coloide	Sustancia dispersa (como soluto)	Sustancia dispersora (como disolvente)	Tipo de coloide	Ejemplo
Gas	Gas	Gas	—	Ninguno (todos son disoluciones)
Gas	Gas	Líquido	Aerosol	Niebla
Gas	Gas	Sólido	Aerosol	Humo
Líquido	Líquido	Gas	Espuma	Crema batida
Líquido	Líquido	Líquido	Emulsión	Leche
Líquido	Líquido	Sólido	Solvente	Pintura
Sólido	Sólido	Gas	Espuma sólida	Malvavisco
Sólido	Sólido	Líquido	Emulsión sólida	Mantequilla
Sólido	Sólido	Sólido	Solvente sólido	Vidrio de rubí

extremos se encuentran partículas dispersadas que son más grandes que las moléculas comunes, pero no tan grandes como para que los componentes de la mezcla se separen por la influencia de la gravedad. A estos tipos intermedios de dispersiones se les llama **dispersiones coloidales** o simplemente **coloides**. Los coloides forman la línea divisoria entre las disoluciones y las mezclas heterogéneas. Al igual que las disoluciones, los coloides pueden ser gases, líquidos o sólidos. En la ▲ TABLA 6.5 se presentan ejemplos de cada uno.

El tamaño de las partículas puede utilizarse para clasificar una mezcla como un coloide o como una disolución. El diámetro de las partículas coloidales tiene una variación de 5 a 1000 nm; las partículas del soluto tienen diámetros menores a 5 nm. La partícula coloidal incluso podría consistir en una molécula gigante individual. Por ejemplo, la molécula de hemoglobina transporta oxígeno en la sangre y tiene dimensiones moleculares de 6.5 × 5.5 × 5.0 nm y una masa molar de 64,500 g/mol.

Aunque las partículas coloidales pueden ser tan pequeñas que la dispersión pareciera uniforme, incluso bajo un microscopio, son lo suficientemente grandes para dispersar la luz. En consecuencia, la mayoría de los coloides tienen aspecto turbio u opaco a menos que estén muy diluidos. (La leche homogeneizada es un coloide). Además, debido a que dispersan la luz, se puede ver un haz de luz que pasa a través de una suspensión coloidal (▼ FIGURA 6.30). La dispersión de la luz por las partículas coloidales, conocida como **efecto Tyndall**, hace posible ver el haz de luz de un automóvil sobre un camino polvoriento o la luz solar a través del follaje del bosque (► FIGURA 6.31). No todas las longitudes de onda tienen el mismo grado de dispersión. Los colores en el extremo violeta del espectro visible se dispersan más que los del extremo rojo. Como resultado, se pueden apreciar puestas de Sol de color rojo brillante cuando este se encuentra cerca del horizonte y el aire contiene polvo, humo u otras partículas de tamaño coloidal.

► **FIGURA 6.30 Efecto Tyndall en el laboratorio.** El vaso de la derecha contiene una suspensión coloidal; el de la izquierda contiene una disolución

◄ **FIGURA 6.31 Efecto Tyndall en la naturaleza.**

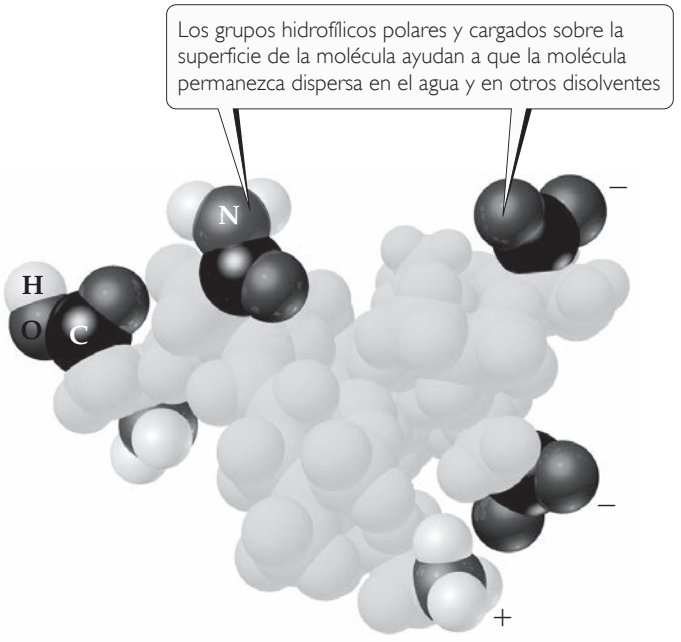
Coloides hidrofílicos e hidrofóbicos

Los coloides más importantes son aquellos en los cuales el medio de dispersión es el agua. Estos coloides puede ser **hidrofílicos** (afines con el agua) o **hidrofóbicos** (sin afinidad con el agua). Los coloides hidrofílicos son en su mayoría como las disoluciones ya explicadas. En el cuerpo humano, las moléculas demasiado grandes que forman sustancias tan importantes como las enzimas y los anticuerpos se mantienen en suspensión por la interacción con las moléculas de agua circundantes. La molécula hidrofílica se pliega de tal forma que sus grupos hidrofóbicos se mantienen apartados de las moléculas de agua, en el "interior" de la molécula plegada, mientras que sus grupos hidrofílicos polares se encuentran en la superficie e interactúan con las moléculas de agua. Por lo general, estos grupos hidrofílicos contienen oxígeno o nitrógeno y a menudo tienen carga (▼ **FIGURA 6.32**).

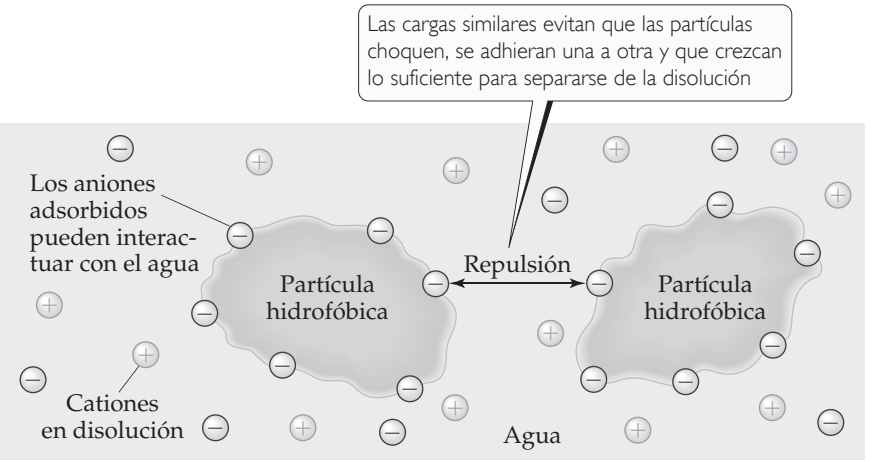
Los coloides hidrofóbicos se pueden dispersar en agua solo si se estabilizan de alguna manera. De lo contrario, su natural falta de afinidad con el agua ocasiona que se separen de ella. Un método de estabilización implica la adsorción de iones sobre la superficie de las partículas hidrofóbicas (► **FIGURA 6.33**). (La ***ad****sorción* significa adherencia a una superficie. Difiere de la ***ab****sorción*, una acción que significa pasar al interior, como cuando una esponja absorbe agua). Estos iones adsorbidos interactúan con el agua y, de esta manera, estabilizan al coloide. Al mismo tiempo, la repulsión entre los iones adsorbidos en la vecindad de las partículas coloidales mantiene juntas a las partículas en lugar de que estas se dispersen en el agua.

IMAGINE

¿Cuál es la composición química de los grupos que portan una carga negativa?



▲ **FIGURA 6.32 Partícula coloidal hidrofílica.** Ejemplos de los grupos hidrofílicos que ayudan a mantener a una molécula gigante (macromolécula) suspendida en agua.



▲ **FIGURA 6.33** **Coloides hidrofóbicos estabilizados por aniones adsorbidos.**

Los coloides hidrofóbicos también se pueden estabilizar mediante grupos hidrofílicos en sus superficies. Por ejemplo, las gotas pequeñas de aceite son hidrofóbicas, de modo que no permanecen suspendidas en el agua. En lugar de ello, se agregan y forman un aceite resbaladizo en la superficie del agua. El estearato de sodio (▼ **FIGURA 6.34**), o cualquier sustancia similar que tenga un extremo que sea hidrofílico (ya sea polar, o cargado) y uno que sea hidrofóbico (no polar), estabilizará una suspensión de aceite en agua. La estabilización resulta de la interacción de los extremos hidrofóbicos de los iones estearato con las gotas de aceite y los extremos hidrofílicos con el agua.

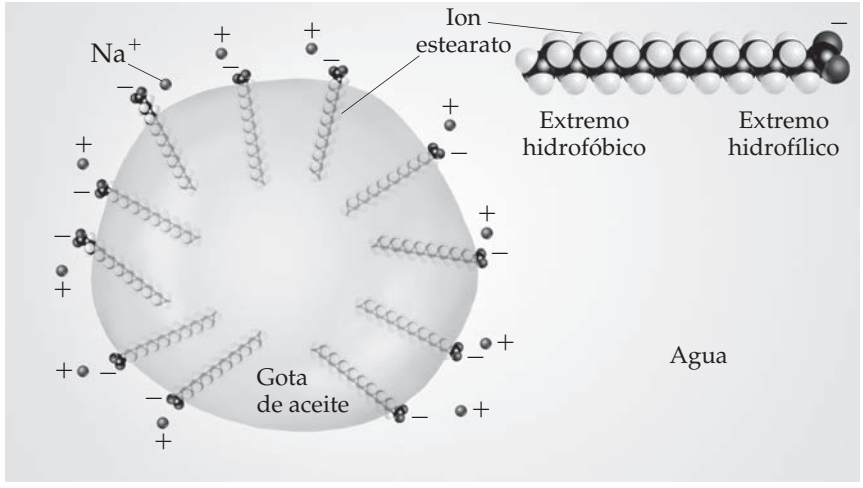
PIÉNSELO UN POCO

¿Por qué las gotas de aceite estabilizadas con el estearato de sodio no se coagularon para formar gotas de aceite más grandes?

La estabilización de los coloides tiene una aplicación interesante en nuestro propio sistema digestivo. Cuando las grasas de nuestra dieta llegan al intestino delgado, una hormona provoca que la vesícula biliar excrete un fluido llamado bilis. Entre los componentes de la bilis existen compuestos que tienen estructuras químicas similares al estearato de sodio; es decir, tienen un extremo hidrofílico (polar) y un extremo hidrofóbico (no polar). Estos compuestos emulsionan las grasas presentes en el intestino y, de esta manera, permiten la digestión y la absorción de

IMAGINE

¿Qué clase de fuerza intermolecular atrae al ion estearato a la gota de aceite?



▲ **FIGURA 6.34** **Estabilización de una emulsión de aceite en agua mediante iones estearato.**

las vitaminas solubles en la grasa a través de la pared intestinal. El término *emulsionar* significa "formar una emulsión", una suspensión de un líquido dentro de otro, por ejemplo, como en la leche (tabla 6.5). Una sustancia que ayuda en la formación de una emulsión se denomina agente emulsionante. Si lee las etiquetas de los alimentos y de otros materiales, encontrará que existe una variedad de sustancias químicas que se utilizan como agentes emulsionantes. Por lo general, estos químicos tienen un extremo hidrofílico y un extremo hidrofóbico.

Eliminación de las partículas coloidales

Con frecuencia se deben eliminar las partículas coloidales de un medio dispersor, como en la eliminación del humo de las chimeneas industriales o la grasa de la leche. Debido a que las partículas coloidales son tan pequeñas para separarse mediante la filtración simple, se deben hacer más grandes mediante un proceso llamado *coagulación*. Entonces, las partículas coaguladas se pueden separar por filtración o solo se les permite sedimentarse para que se separen del medio dispersor.

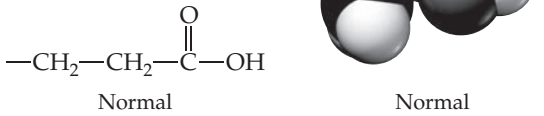
Al calentar la dispersión coloidal o al adicionar un electrolito, se logra la coagulación. El calentamiento incrementa el movimiento de las partículas y, por lo tanto, el número de colisiones. Las partículas crecen en tamaño al permanecer juntas después de colisionar. La adición de electrolitos neutraliza las cargas superficiales de las partículas, eliminando así las repulsiones electrostáticas que evitan que se aglomeren. Por ejemplo, cuando los ríos desembocan en los océanos, la arcilla suspendida en el río se deposita como un delta cuando se mezcla con los electrolitos en el agua salada.

LA QUÍMICA Y LA VIDA

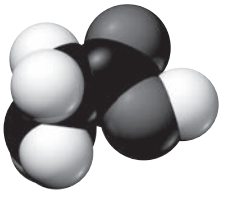
ANEMIA DE CÉLULAS FALCIFORMES

Nuestra sangre contiene una proteína compleja llamada *hemoglobina*, que transporta el oxígeno desde los pulmones hacia otras partes de nuestro cuerpo. En la enfermedad genética conocida como *anemia de células falciformes*, las moléculas de hemoglobina son anormales y tienen una solubilidad menor, específicamente en su forma no oxigenada. Como consecuencia, hasta 85% de la hemoglobina en los glóbulos rojos cristaliza y se separa de la disolución.

La causa de la insolubilidad es un cambio estructural en una parte de un aminoácido. Las moléculas normales de hemoglobina tienen un aminoácido con la cadena $—CH_2CH_2COOH$:

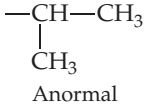


Normal

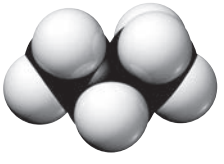


Normal

La polaridad del grupo —COOH contribuye a la solubilidad de la molécula de hemoglobina en agua. En las moléculas de hemoglobina de las personas que padecen de anemia de células falciformes, la cadena $—CH_2CH_2COOH$ está ausente y, en su lugar, solo se encuentra el grupo no polar (hidrofóbico) $—CH(CH_3)_2$:

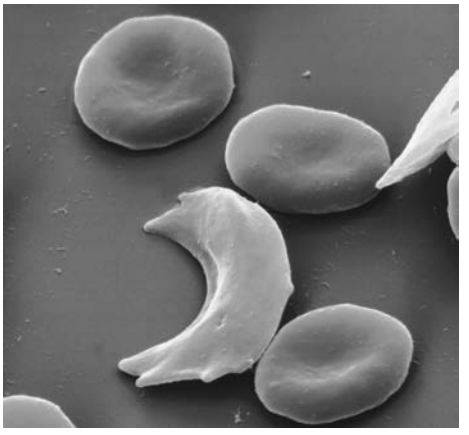


Anormal



Anormal

Este cambio da lugar a la agregación de esta forma defectuosa de la hemoglobina dentro de partículas demasiado grandes como para permanecer suspendidas en los fluidos biológicos. Esto también provoca la distorsión de las células hasta darles una forma de hoz, como se muestra en la ▼ **FIGURA 6.35**. Las células en forma de hoz tienden a obstruir los capilares, causando dolor intenso, debilidad y el deterioro gradual de los órganos vitales. La enfermedad es hereditaria, y si ambos padres llevan los genes portadores, es muy probable que sus hijos solo tengan hemoglobina anormal.



▲ **FIGURA 6.35 Células de glóbulos rojos normales y en forma de hoz.** Las células de glóbulos rojos normales son de aproximadamente 1×10^{-3} mm de diámetro.

Las membranas semipermeables sirven también para separar los iones de las partículas coloidales porque los iones pueden pasar a través de la membrana, pero las partículas coloidales no. A este tipo de separación se le conoce como *diálisis* y se utiliza para purificar la sangre mediante máquinas de riñón artificial. Por lo general, nuestros riñones eliminan de la sangre los productos de desecho. En una máquina de riñón artificial, la sangre circula a través del tubo de diálisis inmerso en una disolución lavadora. Esta disolución contiene las mismas concentraciones y tipos de iones de la sangre, pero no de los productos de desecho. Por lo tanto, se lleva a cabo la diálisis de los desechos hacia fuera de la sangre, pero las partículas coloidales grandes como las proteínas no lo hacen.

EJERCICIO DE INTEGRACIÓN RESUELTO **Conjunción de conceptos**

Una disolución de 0.100 L se prepara disolviendo 0.441 g de $CaCl_2(s)$ en agua. *a*) Calcule la presión osmótica de esta disolución a 27 °C, suponiendo que está completamente disociada en sus iones componentes. *b*) La presión osmótica medida de esta disolución es igual a 2.56 atm a 27 °C. Explique por qué es menor que el valor calculado en *a*) y determine el factor de Van't Hoff, *i*, para el soluto en esta disolución. (Véase el recuadro "Una mirada de cerca", en la sección 6.7, sobre las propiedades coligativas de las disoluciones de electrolitos). *c*) La entalpía de la disolución para el $CaCl_2$ es $\Delta H = -81.3$ kJ/mol. Si la temperatura final de la disolución es 27 °C, ¿cuál fue su temperatura inicial? (Suponga que la densidad de la disolución es de 1.00 g/mL, que su calor específico es de 4.18 J/g-K y que la disolución no libera calor hacia el entorno).

SOLUCIÓN

a) La presión osmótica está dada por la ecuación 13.14, $\Pi = MRT$. Se conoce la temperatura, $T = 27$ °C $= 300$ K, y la constante de los gases, $R = 0.0821$ L-atm/mol-K. La molaridad de la disolución se calcula a partir de la masa de $CaCl_2$ y el volumen de la disolución:

$$\text{Molaridad} = \left(\frac{0.441 \text{ g } CaCl_2}{0.100 \text{ L}}\right)\left(\frac{1 \text{ mol } CaCl_2}{110 \text{ g } CaCl_2}\right) = 0.0397 \text{ mol } CaCl_2/\text{L}$$

Los compuestos iónicos solubles son electrolitos fuertes. Así, el $CaCl_2$ consta de cationes metálicos (Ca^{2+}) y de aniones no metálicos (Cl^-). Cuando está completamente disociado, cada unidad de $CaCl_2$ forma tres iones (un Ca^{2+} y dos Cl^-). Entonces, la concentración total de iones en la disolución es $(3)(0.0397\ M) = 0.119\ M$ y la presión osmótica calculada es

$$\Pi = MRT = (0.119 \text{ mol/L})(0.0821 \text{ L-atm/mol-K})(300 \text{ K}) = 2.93 \text{ atm}$$

b) Los valores reales de las propiedades coligativas de los electrolitos son menores que los calculados, debido a que las interacciones electrostáticas entre los iones limitan sus movimientos independientes. En este caso, el factor de Van't Hoff, el cual mide el grado en que los electrolitos realmente se disocian en iones, está dado por

$$i = \frac{\Pi\,(\text{medida})}{\Pi\,(\text{calculada para el no electrolito})} = \frac{2.56 \text{ atm}}{(0.0397 \text{ mol/L})(0.0821 \text{ L-atm/mol-K})(300 \text{ K})} = 2.62$$

Así, la disolución se comporta como si el $CaCl_2$ se hubiera disociado en 2.62 partículas, en lugar del ideal 3.

c) Si la disolución es 0.0397 *M* en $CaCl_2$ y tiene un volumen total de 0.100 L, el número de moles de soluto es $(0.100 \text{ L})(0.0397 \text{ mol/L}) = 0.00397$ mol. De este modo, la cantidad de calor generado al formarse la disolución es $(0.00397 \text{ mol})(-81.3 \text{ kJ/mol}) = -0.323$ kJ. La disolución absorbe este calor, ocasionando que su temperatura aumente. La relación entre el cambio de temperatura y el calor está dada por la ecuación

$$q = (\text{calor específico})(\text{gramos})(\Delta T)$$

El calor absorbido por la disolución es $q = +0.323\text{kJ} = 323$ J. La masa de 0.100 L de disolución es $(100 \text{ mL})(1.00 \text{ g/mL}) = 100$ g (a tres cifras significativas). Por lo tanto, el cambio de temperatura es:

$$\Delta T = \frac{q}{(\text{calor específico de la disolución})(\text{gramos de disolución})} = \frac{323 \text{ J}}{(4.18 \text{ J/g-K})(100 \text{ g})} = 0.773 \text{ K}$$

Un intervalo de un kelvin tiene la misma magnitud que el intervalo de un grado Celsius. Como la temperatura de la disolución aumenta en 0.773 °C, la temperatura inicial era 27.0 °C – 0.773 °C = 26.2 °C.

REFLEXIÓN

¿Puedo describir las diferencias entre disoluciones y coloides?

ACTIVIDAD

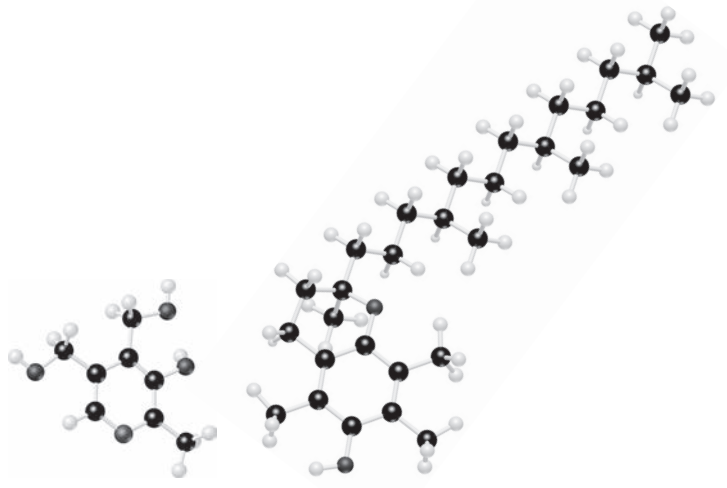
1. Realice un cuadro de doble entrada en el que describa semejanzas y diferencias entre las propiedades de las disoluciones y las de los coloides.
2. *a*) ¿Por qué no existe un coloide en el cual tanto la sustancia dispersa como la sustancia dispersora sean gases? *b*) Michael Faraday fue el primero que preparó coloides de color rojo rubí a partir de partículas de oro en agua que eran estables por tiempo indefinido. Para el ojo inexperto, estos coloides de color brillante no se distinguen de las disoluciones. ¿Cómo podría determinar si una preparación con color específico es una disolución o un coloide?
3. Indique si cada uno de los siguientes coloides es hidrofílico o hidrofóbico: *a*) mantequilla en leche homogeneizada, *b*) hemoglobina en la sangre, *c*) aceite vegetal en aderezo de ensalada, *d*) partículas de oro coloidal en agua.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Realice en una hoja de color un formulario que contenga todas las expresiones estudiadas en esta unidad, desde las formas de expresar la concentración de las disoluciones hasta sus propiedades coligativas.
2. *a*) Muchas proteínas que permanecen distribuidas de manera homogénea en agua tienen masas moleculares en el intervalo de 30,000 uma o mayores. ¿En qué sentido es adecuado considerar tales suspensiones como coloides en lugar de disoluciones? Explique. *b*) ¿Cuál es el nombre general que se da a la dispersión coloidal de un líquido dentro de otro? ¿Qué es un agente emulsionante?
3. Explique cómo ayuda cada uno de los siguientes factores a determinar la estabilidad o inestabilidad de una dispersión coloidal: *a*) la masa de la partícula, *b*) el carácter hidrofóbico, *c*) las cargas en las partículas coloidales.
4. Con frecuencia, las suspensiones coloidales de las proteínas, tales como la gelatina, se pueden separar en dos capas mediante la adición de una disolución de un electrolito. Considerando que las moléculas de la proteína portan cargas eléctricas en su superficie exterior, como aparece en la figura 6.32, ¿qué cree que sucedería si se agrega una disolución de electrolito?
5. Explique cómo: *a*) un jabón como el estearato de sodio estabiliza una dispersión coloidal de gotas de aceite en agua; *b*) se cuaja la leche al agregarle un ácido.

EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN

1. Describa la diferencia entre solvatación e hidratación.
2. ¿Qué es la cristalización?
3. Describa la diferencia entre sustancias miscibles y no miscibles.
4. Una cantidad del sólido a la izquierda (que en realidad es de color azul) en la figura 6.9 se coloca en un horno y se calienta por un tiempo. Lentamente se torna de azul al blanco del sólido de la derecha. ¿Qué ocurrió?
5. El diagrama a la derecha muestra las curvas de presión de vapor de un disolvente volátil y una disolución de dicho disolvente que contiene un soluto no volátil. *a*) ¿Qué línea representa a la disolución? *b*) ¿Cuáles son los puntos de ebullición normales del disolvente y de la disolución?



Vitamina B_6 Vitamina E

6. Una disolución saturada de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) se prepara al disolver azúcar de mesa en exceso dentro en un matraz con agua. Existen 50 g de cristales de sacarosa sin disolver en el fondo del matraz en contacto con la disolución saturada. El matraz se tapa y se guarda. Un año después aparece un solo cristal grande con masa de 50 g en el fondo del matraz. Explique de qué manera este experimento ofrece evidencia para un equilibrio dinámico entre la disolución saturada y el soluto no disuelto.

7. Los peces necesitan al menos 4 ppm de O_2 disuelto para sobrevivir. *a*) ¿Cuál es la concentración en mol/L? *b*) ¿Qué presión parcial de O_2 sobre el agua es necesaria para obtener esta concentración a 10 °C? (La constante de la ley de Henry para el O_2 a esta temperatura es de 1.71×10^{-3} mol/L-atm).

EL PROCESO DE DISOLUCIÓN

8. Indique el tipo principal de interacción soluto-disolvente en cada una de las siguientes disoluciones y clasifíquelas a partir de la interacción soluto-disolvente más débil a la más fuerte: *a*) KCl en agua, *b*) CH_2Cl_2 en benceno (C_6H_6), *c*) metanol (CH_3OH) en agua.

9. El diagrama del proceso de disolución como la suma neta de los tres pasos en la figura 6.6 no muestra las magnitudes relativas de los tres componentes debido a que estos variarán de un caso a otro. Para la disolución de LiCl en agua, $\Delta H_{\text{disoln}} = -37$ KJ/mol. ¿Cuál de los tres cambios de entalpía esperaría que sea más negativo que los otros dos? Explique.

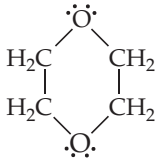
10. Cuando dos líquidos orgánicos no polares como el hexano (C_6H_{14}) y el heptano (C_7H_{16}) se mezclan, el cambio de entalpía que ocurre es por lo general bastante pequeño. *a*) Utilice el diagrama de entalpía en la figura 6.6 para explicar por qué. *b*) Dado que $\Delta H_{\text{disoln}} \approx 0$, explique por qué el hexano y el heptano forman una disolución de manera espontánea.

11. La entalpía de una disolución de KBr en agua es aproximadamente de +198 kJ/mol. No obstante, la solubilidad del KBr en agua es relativamente alta. ¿Por qué el proceso de disolución ocurre aun cuando es endotérmico?

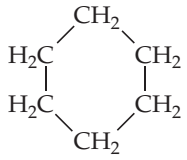
FACTORES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD

12. En relación con la figura 6.20, determine la masa de cada una de las siguientes sales que se requiere para formar una disolución saturada en 250 g de agua a 30 °C: *a*) $KClO_3$, *b*) $Pb(NO_3)_2$, *c*) $Ce_2(SO_4)_3$.

13. *a*) ¿Esperaría que el ácido esteárico, $CH_3(CH_2)_{16}COOH$, sea más soluble en agua o en tetracloruro de carbono? Explique. *b*) ¿Cuál espera que sea más soluble en agua, el ciclohexano o el dioxano? Explique.



Dioxano



Ciclohexano

14. *a*) Explique por qué las bebidas carbonatadas se deben almacenar en recipientes sellados. *b*) Una vez que la bebida se abre, ¿por qué mantiene mayor carbonatación cuando se refrigera que cuando se encuentra a temperatura ambiente?

15. Explique por qué la presión afecta sustancialmente la solubilidad del O_2 en el agua, pero tiene poco efecto sobre la solubilidad del NaCl en el agua.

FORMAS DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

16. *a*) ¿Cuál es el porcentaje en masa del yodo (I_2) en una disolución que contiene 0.035 moles de I_2 en 115 g de CCl_4? *b*) El agua de mar contiene 0.0079 g de Sr^{2+} por kilogramo de agua. ¿Cuál es la concentración de Sr^{2+} medida en ppm?

17. *a*) ¿Cuál es la molalidad de una disolución formada al disolver 1.12 moles de KCl en 16.0 moles de agua? *b*) ¿Cuántos gramos de azufre (S_8) se deben disolver en 100.0 g de naftaleno ($C_{10}H_8$) para preparar una disolución 0.12 *m*?

18. Calcule el número de moles de soluto presentes en cada una de las siguientes disoluciones: *a*) 255 mL de 1.50 *M* de $HNO_3(ac)$. *b*) 50.0 mg de una disolución acuosa que es 1.50 *m* de NaCl. *c*) 75.0 g de una disolución acuosa que tiene 1.50% de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) en masa.

19. Describa la manera en que prepararía cada una de las siguientes disoluciones acuosas, comenzando con el KBr sólido: *a*) 0.75 L de 1.5×10^{-2} *M* de KBr, *b*) 125 g de 0.180 *m* de KBr, *c*) 1.85 L de una disolución que es 12% de KBr en masa (la densidad de la disolución es de 1.10 g/mL), *d*) una disolución de 0.150 *M* de KBr que contiene justo el KBr suficiente para precipitar 16.0 g de AgBr a partir de una disolución que contiene 0.480 mol de $AgNO_3$.

20. Describa la manera en que prepararía cada una de las siguientes disoluciones acuosas: *a*) 1.50 L de una disolución de 0.110 *M* de $(NH_4)_2SO_4$, comenzando con $(NH_4)_2SO_4$ sólido; *b*) 225 g de una disolución que es 0.65 *m* en Na_2CO_3, comenzando con el soluto sólido; c) 1.20 L de una disolución que es 15.0% $Pb(NO_3)_2$ en masa (la densidad de la disolución es de 1.16 g/mL), comenzando con el soluto sólido; *d*) una disolución de HCl 0.50 *M* que neutraliza solamente 5.5 g de $Ba(OH)_2$ comenzando con HCl 6.0 *M*.

21. El ácido nítrico acuoso comercial tiene una densidad de 1.42 g/mL y es 16 *M*. Calcule el porcentaje de HNO_3 en masa de la disolución.

22. El amoniaco acuoso comercial concentrado tiene 28% en masa de NH_3 y una densidad de 0.90 g/mL. ¿Cuál es la molaridad de esta disolución?

23. Respirar aire que contiene 4.0% de CO_2 en volumen provoca la aceleración de la respiración, dolor de cabeza intermitente y náuseas, entre otros síntomas. ¿Cuál es la concentración de CO_2 en dicho aire en términos de: *a*) porcentaje molar, *b*) molaridad, suponiendo 1 atm de presión y una temperatura corporal de 37 °C?

PROPIEDADES COLIGATIVAS

24. Considere dos disoluciones, una formada por la adición de 10 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) a 1 L de agua y otra formada por la adición de 10 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) a 1 L de agua. ¿Las presiones de vapor sobre las dos disoluciones son iguales? ¿Por qué?

25. *a*) Calcule la presión de vapor de agua sobre una disolución preparada al disolver 28.5 g de glicerina ($C_3H_8O_3$) en 125 g de agua a 343 K. (La presión de vapor del agua se indica en el apéndice B). *b*) Calcule la masa del etilenglicol ($C_2H_6O_2$) que se debe agregar a 1.00 kg de etanol (C_2H_5OH) para reducir su presión de vapor a 10.0 torr a 35 °C. La presión de vapor del etanol puro a 35 °C es de 1.00×10^2 torr.

26. A 20 °C la presión de vapor del benceno (C_6H_6) es de 75 torr y la del tolueno (C_7H_8) es de 22 torr. Suponga que el benceno y el tolueno forman una disolución ideal. *a*) ¿Cuál es la composición en fracciones molares de una disolución que tiene una presión de vapor de 35 torr a 20 °C? *b*) ¿Cuál es la fracción molar del benceno en el vapor sobre la disolución descrita en el inciso *a*)?

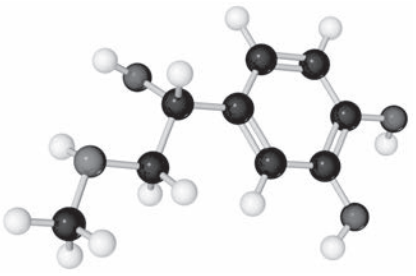
27. Clasifique las siguientes disoluciones acuosas en orden de punto de ebullición creciente: 0.120 *m* de glucosa, 0.050 *m* de LiBr, 0.050 *m* de $Zn(NO_3)_2$.

28. Mediante los datos de la tabla 6.3, calcule el punto de congelación y el punto de ebullición de cada una de las siguientes disoluciones: *a*) 0.22 *m* de glicerol ($C_3H_8O_3$) en etanol, *b*) 0.240 moles de naftaleno ($C_{10}H_8$) en 2.45 moles de cloroformo, *c*) 1.50 g de NaCl en 0.250 de agua, *d*) 2.04 g de KBr y 4.82 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en 188 g de agua.

29. Mediante los datos de la tabla 6.3, calcule el punto de congelación y el punto de ebullición de cada una de las siguientes disoluciones: *a*) 0.25 *m* de glucosa en etanol; *b*) 20.0 g de decano, $C_{10}H_{22}$, en 50.0 g de $CHCl_3$; *c*) 3.50 g de NaOH, en 175 g de agua; *d*) 0.45 mol de etilenglicol y 0.15 mol de KBr en 150 g de H_2O.

30. El agua de mar contiene 3.4 g de sales por cada litro de disolución. Suponiendo que el soluto consiste por completo en NaCl (más de 90%), calcule la presión osmótica del agua de mar a 20 °C.

31. La adrenalina es la hormona que dispara la liberación de moléculas de glucosa adicionales en momentos de tensión o de emergencia. Una disolución de 0.64 g de adrenalina en 36.0 g de CCl_4 eleva su punto de ebullición en 0.49 °C. ¿Concuerda la masa molar de la adrenalina calculada a partir de la elevación del punto de ebullición con la siguiente fórmula estructural?



Adrenalina

32. Una disolución acuosa diluida de un compuesto orgánico soluble en agua se forma disolviendo 2.35 g del compuesto en agua para formar 0.250 L de disolución. La disolución así preparada tiene una presión osmótica de 0.605 atm a 25 °C. Suponiendo que el compuesto orgánico es no electrolito, ¿cuál es su masa molar?

33. De acuerdo con los datos de la tabla 6.4, ¿qué disolución disminuirá más el punto de congelación, una disolución 0.030 *m* de NaCl o una disolución de 0.020 *m* de K_2SO_4? ¿Cómo explica la desviación de su comportamiento ideal y las diferencias observadas entre las dos sales?

34. La glucosa constituye aproximadamente 0.10% en masa de la sangre humana. Calcule la concentración en: *a*) ppm, *b*) molalidad. ¿Qué información adicional necesitaría para determinar la molaridad de la disolución?

35. La máxima concentración permisible de plomo en el agua potable es de 9.0 ppb (partes por billón). *a*) Calcule la molaridad del plomo en una disolución de 9.0 ppb. ¿Qué suposición tuvo que hacer para poder realizar su cálculo? *b*) ¿Cuántos gramos de plomo existen en una alberca que contienen 9.0 ppb de plomo en 60 m^3 de agua?

36. Una disolución contiene 0.115 moles de H_2O y un número desconocido de moles de cloruro de sodio. La presión de vapor de la disolución a 30 °C es de 25.7 torr. La presión de vapor del agua pura a esta temperatura es de 31.8 torr. Calcule el número de moles del cloruro de sodio en la disolución (*Sugerencia:* Recuerde que el cloruro de sodio es un electrolito fuerte).

37. Dos vasos de precipitados se colocan en una caja sellada a 25 °C. Un vaso de precipitado contiene 30.0 mL de 0.050 *M* de una disolución acuosa de un no electrolito no volátil. El otro vaso de precipitados contiene 30.0 mL de una disolución acuosa de 0.035 *M* de NaCl. El vapor de agua de las dos disoluciones alcanza el equilibrio. *a*) ¿En cuál de los vasos de precipitados se eleva el nivel de la disolución y en cuál disminuye? *b*) ¿Cuáles son los volúmenes de los dos vasos de precipitados al llegar al equilibrio, suponiendo el comportamiento ideal?

38. El dueño de un automóvil que no sabe de química tiene que agregar anticongelante en el radiador de su automóvil. Las instrucciones recomiendan una mezcla de 30% de etilenglicol y 70% de agua. Piensa que si utiliza el etilenglicol puro obtendrá mayor protección. Pero se entristece al ver que la disolución no brinda la protección que él esperaba. ¿Por qué no?

AUTOEVALUACIÓN

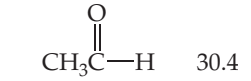
(Esta evaluación se puede resolver con apuntes en mano; se trata de ejercicios de integración).

1. Los fluorocarbonos (compuestos que contienen tanto carbono como flúor) se utilizaban, hasta hace poco, como refrigerantes. Todos los compuestos que se presentan en la siguiente tabla son gases a 25 °C, y su solubilidad en agua a 25 °C y 1 atm de presión de fluorocarbono está dada como porcentaje en masa. *a*) Para cada fluorocarbono, calcule la molalidad de una disolución saturada. *b*) Explique por qué la molaridad de cada una de las disoluciones debería ser muy cercana numéricamente a la molalidad. *c*) De acuerdo con sus estructuras moleculares, explique las diferencias en la solubilidad de los cuatro flurocarbonos. *d*) Calcule la constante de la ley de Henry a 25 °C para el $CHClF_2$ y compare su magnitud con la del N_2 (6.8×10^{-4} mol/L-atm). ¿Podría explicar la diferencia en magnitud?

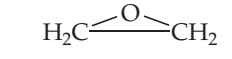
Fluorocarbono	Solubilidad (% en masa)
CF_4	0.0015
$CClF_3$	0.009
CCl_2F_2	0.028
$CHClF_2$	0.30

2. A la temperatura corporal ordinaria (37 °C), la solubilidad del N_2 en agua en contacto con el aire a presión atmosférica ordinaria (1.0 atm) es de 0.015 g/L. El aire es aproximadamente 78% mol de N_2. Calcule el número de moles de N_2 disueltos por litro de sangre, la cual es básicamente una disolución acuosa. A una profundidad de 100 ft en el agua, la presión es de 4.0 atm. ¿Cuál es la solubilidad del N_2 del aire en la sangre a esta presión? Si un buzo sube a la superficie de manera intempestiva, ¿cuántos mililitros de gas N_2, en forma de burbujas diminutas, se liberan en el flujo sanguíneo por cada litro de sangre?

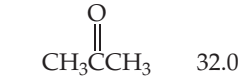
3. Considere los siguientes valores para la entalpía de vaporización (kJ/mol) para varias sustancias orgánicas:


30.4

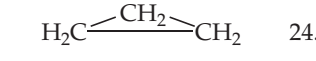
Acetaldehído


28.5

Óxido de etileno


32.0

Acetona


24.7

Ciclopropano

a) Utilice las variaciones en las fuerzas intermoleculares que se presentan en estos líquidos orgánicos para explicar las variaciones en los calores de vaporización. *b*) ¿Cómo esperaría que varíen las solubilidades de estas sustancias en hexano como disolvente? ¿En etanol? Utilice las fuerzas intermoleculares, incluyendo las interacciones por enlaces de hidrógeno donde sea aplicable, para explicar sus respuestas.

4. *a*) Se genera una muestra de gas hidrógeno en un recipiente cerrado mediante la reacción de 2.050 g de metal zinc con 15.0 mL de ácido sulfúrico 1.00 *M*. Escriba la ecuación balanceada para la reacción y calcule el número de moles del hidrógeno que se forma, suponiendo que la reacción es completa. *b*) El volumen sobre la disolución es de 122 mL. Calcule la presión parcial del gas hidrógeno en este volumen a 25 °C, ignorando cualquier solubilidad del gas en la disolución.

c) La constante de la ley de Henry para el hidrógeno en agua a 25 °C es de 7.8×10^{-4} mol/L-atm. Estime el número de moles de gas hidrógeno que permanece disuelto en la disolución. ¿Qué fracción de las moléculas de gas del sistema se disuelven en la disolución? ¿Fue razonable ignorar cualquier hidrógeno disuelto en el inciso *b*)?

5. La siguiente tabla presenta las solubilidades de varios gases en agua a 25 °C a una presión total de gas y vapor de agua de 1 atm. *a*) ¿Qué volumen de $CH_4(g)$ en condiciones de presión y temperatura estándar está contenido en 4.0 L de una disolución saturada a 25 °C? *b*) Explique la variación en la solubilidad entre los hidrocarburos registrados (los primeros tres compuestos), de acuerdo con sus estructuras moleculares y sus fuerzas intermoleculares. *c*) Compare las solubilidades del O_2, N_2 y NO, y explique sus variaciones con base en sus estructuras moleculares y sus fuerzas intermoleculares. *d*) Explique la causa de los valores más grandes del H_2S y del SO_2 al compararlos con los otros gases registrados. *e*) Encuentre varios pares de sustancias con igual o casi igual masa molecular (por ejemplo, C_2H_4 y N_2), y utilice las interacciones moleculares para explicar las diferencias en sus solubilidades.

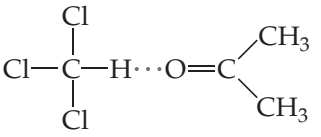
Gas	Solubilidad (m*M*)
CH_4 (metano)	1.3
C_2H_6 (etano)	1.8
C_2H_4 (etileno)	4.7
N_2	0.6
O_2	1.2
NO	1.9
H_2S	99
SO_2	1476

6. Un pequeño cubo de litio (densidad = 0.535 g/cm^3) que mide 1.0 mm por lado se agrega a 0.500 L de agua. Ocurre la siguiente reacción

$$2\ Li(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ LiOH(ac) + H_2(g)$$

¿Cuál es el punto de congelación de la disolución resultante?

7. A 35 °C la presión de vapor de la acetona, $(CH_3)_2CO$, es de 360 torr, y la del cloroformo, $CHCl_3$, es de 300 torr. La acetona y el cloroformo pueden formar enlaces de hidrógeno débiles entre sí, de la siguiente manera:



Una disolución formada por un número igual de moles de acetona y de cloroformo tiene una presión de vapor de 250 torr a 35 °C. *a*) ¿Cuál sería la presión de vapor de la disolución si esta exhibiera un comportamiento ideal? *b*) Utilice la existencia de enlaces de hidrógeno entre las moléculas de acetona y las de cloroformo para explicar la desviación del comportamiento ideal. *c*) Según el comportamiento de la disolución, prediga si la mezcla de acetona y cloroformo es un proceso exotérmico ($\Delta H_{disoln} < 0$) o endotérmico ($\Delta H_{disoln} > 0$).

Capítulo 7

Competencias

Al finalizar el presente capítulo, el estudiante habrá desarrollado las siguientes competencias específicas:

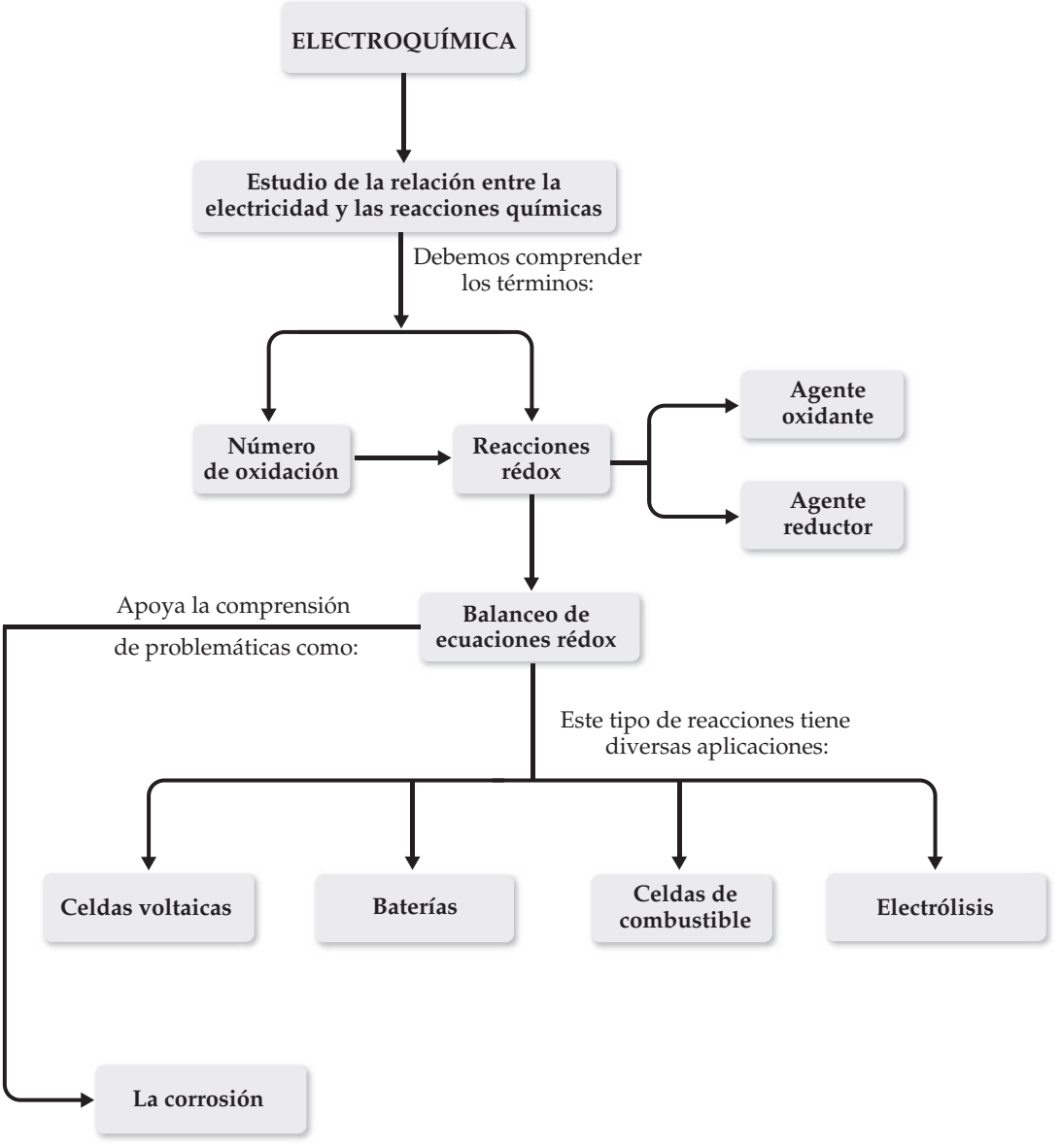
1. Identificar y comprender los conceptos de oxidación, reducción, agente oxidante y agente reductor en una ecuación química, para completar y balancear las ecuaciones de óxido-reducción con el método de las semirreacciones.
2. Relacionar, con la práctica real de diversos procesos, las cantidades de productos y reactivos en las reacciones rédox con la carga eléctrica.
3. Identificar y bosquejar una celda voltaica y sus partes: cátodo, ánodo y las direcciones en las que se mueven los electrones y los iones.
4. Calcular las fem estándar (potenciales de celda), E°_{celda}, a partir de los potenciales estándar de reducción, así como en condiciones no estándar, con la finalidad de predecir si una reacción rédox es espontánea.
5. Relacionar E°_{celda} con ΔG° y las constantes de equilibrio.
6. Describir los componentes de las baterías comunes y de las celdas de combustible y comprender el impacto ambiental que generan los residuos de dichos elementos.
7. Explicar cómo ocurre la corrosión, comprender su impacto a nivel industrial y estudiar las medidas preventivas que se llevan a cabo mediante la protección catódica.
8. Describir y comprender las reacciones en las celdas electrolíticas.

A la vez, el estudiante debe fortalecer las siguientes competencias genéricas:

- Capacidad de trabajar en forma autónoma
- Capacidad de análisis, síntesis e integración de información
- Capacidad para identificar, plantear y resolver problemas
- Capacidad de comunicación oral y escrita
- Habilidad para recrear contenidos teóricos en la práctica
- Capacidad de trabajar en equipo

ELECTROQUÍMICA

La información que se analizará en este capítulo es la siguiente:



CONTENIDO:

7.1 ESTADOS DE OXIDACIÓN Y REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

7.2 BALANCEO DE ECUACIONES RÉDOX

7.3 CELDAS VOLTAICAS

7.4 POTENCIALES DE CELDA EN CONDICIONES ESTÁNDAR

7.5 RELACIÓN ENTRE ENERGÍA LIBRE Y REACCIONES RÉDOX

7.6 POTENCIALES DE CELDA EN CONDICIONES NO ESTÁNDAR

7.7 BATERÍAS Y CELDAS DE COMBUSTIBLE

7.8 CORROSIÓN

7.9 ELECTRÓLISIS

VARIEDAD DE BATERÍAS de diferentes tamaños, composición y voltajes. En la actualidad, muchos esfuerzos de investigación están dedicados a desarrollar nuevas baterías que suministren más energía, que tengan capacidad de recarga más rápida, sean más ligeras y menos costosas. Las reacciones de oxidación-reducción ocupan un lugar preponderante en esa investigación.

INTRODUCCIÓN

ESTAMOS RODEADOS POR UNA sorprendente colección de mecanismos electrónicos portátiles como teléfonos celulares, reproductores de música, computadoras y dispositivos para juegos. Sin embargo, en ausencia de baterías, todos los mecanismos inalámbricos electrónicos actuales no serían más que un peso adicional. Así, se ha desarrollado una variedad de baterías de diferentes tamaños, composiciones y voltajes, como se aprecia en la fotografía que da inicio al capítulo. Una considerable investigación está en progreso para desarrollar nuevas baterías con más energía, capacidad de recarga más rápida, más ligeras y a menor precio. En el centro de dicho desarrollo están las reacciones de oxidación-reducción que dan energía a las baterías.

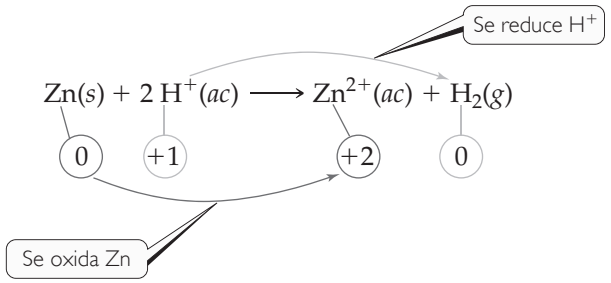
Recordemos que la *oxidación* es la pérdida de electrones en una reacción química y la *reducción* es la ganancia de electrones. Así, las reacciones de oxidación-reducción (rédox) ocurren cuando se transfieren los electrones de un átomo que se oxida a uno que se reduce. Las reacciones rédox no solo participan en el funcionamiento de las baterías, sino también en una amplia variedad de importantes procesos naturales, como la corrosión del hierro, el oscurecimiento de los alimentos y la respiración de los animales. La **electroquímica** es el estudio de las relaciones entre la electricidad y las reacciones químicas. Incluye el estudio de los procesos espontáneos y de los no espontáneos.

7.1 ESTADOS DE OXIDACIÓN Y REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

Si una reacción química determinada es de oxidación-reducción, podemos dar seguimiento a los *números de oxidación* (*estados de oxidación*) de los elementos implicados. Comencemos por recordar que los elementos trabajan con un número de oxidación característico en cada uno de los compuestos que forman, el cual indica el estado de oxidación del mismo. Esta información nos permitirá, en una reacción óxido-reducción, distinguir entre el agente oxidante y el agente reductor participantes. Tal procedimiento identifica si el estado de oxidación cambia para algunos de los elementos que intervienen en la reacción. Por ejemplo, considere la reacción que ocurre espontáneamente cuando el zinc metálico se agrega a un ácido fuerte (▼ **FIGURA 7.1**):

$$Zn(s) + 2\,H^+(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + H_2(g) \qquad [7.1]$$

La ecuación química para esta reacción se escribe como

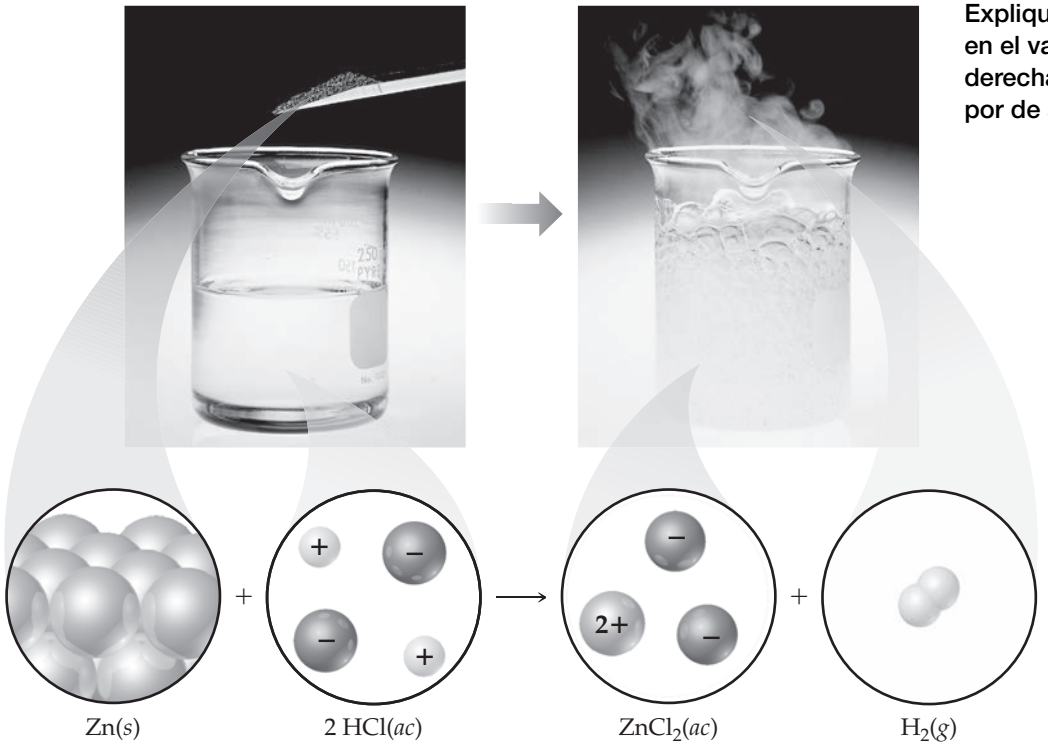


[7.2]

De los números de oxidación escritos debajo de la ecuación, se observa que el del Zn cambia de 0 a +2, y el del H cambia de +1 a 0. Así, esta es una reacción de oxidación-reducción. Los electrones se transfieren desde los átomos de zinc hacia los iones de hidrógeno y, por lo tanto, el Zn se oxida y el H^+ se reduce.

IMAGINE

Explique *a*) el vigoroso burbujeo en el vaso de precipitados de la derecha y *b*) la formación de vapor de agua sobre ese vaso.



◀ **FIGURA 7.1 Oxidación del zinc mediante ácido clorhídrico.**

ACTIVIDAD

Recordemos cómo determinar los números de oxidación con el que trabajan los elementos cuando forman parte de un compuesto en particular.

Ejemplo:

Determine el número de oxidación del Cu y el Fe en cada uno de los siguientes compuestos:

a) CuCl — En este caso sabemos que el cloro es un anión que trabaja con carga -1; por lo tanto, para lograr la neutralidad en el compuesto, el cobre debe estar trabajando con carga $+1$, así que la suma algebraica de las cargas será igual a cero: $-1 + 1 = 0$.

b) $FeCl_2$ — Para el cloruro de hierro(II), si recordamos que el cloro es un anión que trabaja con carga -1, entonces, para lograr la neutralidad en el compuesto, el cobre debe estar trabajando con carga $+2$, lo que implica que se requieren dos iones Cl^{-1} para neutralizar la carga en la fórmula. La suma algebraica de las cargas será igual a cero: $2(-1) + 2 = 0$.

1. En los siguientes casos, determine la carga del hierro, cobre, manganeso y níquel, respectivamente:

a) $FeCl_3$

b) $CuSO_4$

c) $KMnO_4$

d) Ni_3S_2

En una reacción, como en la ecuación 7.2, ocurre una clara transferencia de electrones. Sin embargo, en algunas reacciones cambian los números de oxidación, pero no puede decirse que cualquier sustancia literalmente gane o pierda electrones. Por ejemplo, en la combustión del gas de hidrógeno,

$$\underset{0}{2\,H_2(g)} + \underset{0}{O_2(g)} \longrightarrow \underset{+1}{2\,H_2O(g)} \quad \underset{-2}{} \qquad [7.3]$$

el hidrógeno se oxida del estado de oxidación 0 a $+1$, y el oxígeno se reduce del estado de oxidación 0 a -2. Por lo tanto, la ecuación 7.3 es una reacción de oxidación-reducción. Sin embargo, el agua no es una sustancia iónica y entonces no existe una transferencia completa de electrones del hidrógeno al oxígeno al formarse agua. Así, el seguir la pista de los estados de oxidación representa una forma adecuada de "contabilidad de los electrones", pero en general no se debería igualar el estado de oxidación de un átomo con su carga real en un compuesto químico.

PIÉNSELO UN POCO

¿Cuáles son los números de oxidación de los elementos del ion nitrito, NO_2^-?

La serie de actividad rédox de los metales

¿Es posible predecir si un cierto metal se oxidará o no en presencia de un ácido o una sal en particular? Esta pregunta tiene importancia práctica, así como interés químico. Por ejemplo, de acuerdo con la siguiente ecuación:

$$Fe(s) + Ni(NO_3)_2(ac) \longrightarrow Fe(NO_3)_2(ac) + Ni(s)$$

no sería prudente almacenar una disolución de nitrato de níquel en un recipiente de hierro, ya que la disolución disolvería al recipiente. Cuando un metal se oxida, forma varios compuestos. Una oxidación extensa puede ocasionar una falla en las partes metálicas de una maquinaria o que se deterioren las estructuras metálicas.

Los diferentes metales varían en cuanto a la facilidad para oxidarse. Por ejemplo, el Zn se oxida por disoluciones acuosas de Cu^{2+}, pero la Ag no. El Zn, por lo tanto, pierde electrones más fácilmente que la Ag; es decir, es más fácil oxidar el Zn que la Ag.

TABLA 7.1 • Serie de actividad rédox de los metales en disolución acuosa

Metal	Reacción de oxidación
Litio	$Li(s) \longrightarrow Li^+(ac) + e^-$
Potasio	$K(s) \longrightarrow K^+(ac) + e^-$
Bario	$Ba(s) \longrightarrow Ba^{2+}(ac) + 2e^-$
Calcio	$Ca(s) \longrightarrow Ca^{2+}(ac + 2e^-$
Sodio	$Na(s) \longrightarrow Na^+(ac) + e^-$
Magnesio	$Mg(s) \longrightarrow Mg^{2+}(ac) + 2e^-$
Aluminio	$Al(s) \longrightarrow Al^{3+}(ac) + 3e^-$
Manganeso	$Mn(s) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 2e^-$
Zinc	$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^-$
Cromo	$Cr(s) \longrightarrow Cr^{3+}(ac) + 3e^-$
Hierro	$Fe(s) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + 2e^-$
Cobalto	$Co(s) \longrightarrow Co^{2+}(ac) + 2e^-$
Níquel	$Ni(s) \longrightarrow Ni^{2+}(ac) + 2e^-$
Estaño	$Sn(s) \longrightarrow Sn^{2+}(ac) + 2e^-$
Plomo	$Pb(s) \longrightarrow Pb^{2+}(ac) + 2e^-$
Hidrógeno*	$H_2(g) \longrightarrow 2\,H^+(ac) + 2e^-$
Cobre	$Cu(s) \longrightarrow Cu^{2+}(ac) + 2e^-$
Plata	$Ag(s) \longrightarrow Ag^+(ac) + e^-$
Mercurio	$Hg(l) \longrightarrow Hg^{2+}(ac) + 2e^-$
Platino	$Pt(s) \longrightarrow Pt^{2+}(ac) + 2e^-$
Oro	$Au(s) \longrightarrow Au^{3+}(ac) + 3e^-$

La facilidad de oxidación aumenta

*Se incluye el hidrógeno para predecir si ocurren las reacciones rédox de metales con ácidos en mucha o poca extensión.

A la lista de metales organizados en orden decreciente de su facilidad de oxidación, como en la ▲ **TABLA 7.1**, se le conoce como **serie de actividad rédox de los metales**. Los metales que se encuentran en la parte superior de la tabla, como los metales alcalinos y los alcalinotérreos, son los que se oxidan con mayor facilidad; es decir, reaccionan en mayor extensión para formar compuestos. A estos se les conoce como *metales activos*. Los metales que se encuentran en la parte inferior de la serie de actividad rédox, como los elementos de transición de los grupos 8B y 1B, son muy estables y forman compuestos con mayor dificultad. Estos metales, los cuales se utilizan para elaborar monedas y joyería, se conocen como *metales nobles* debido a su baja reactividad.

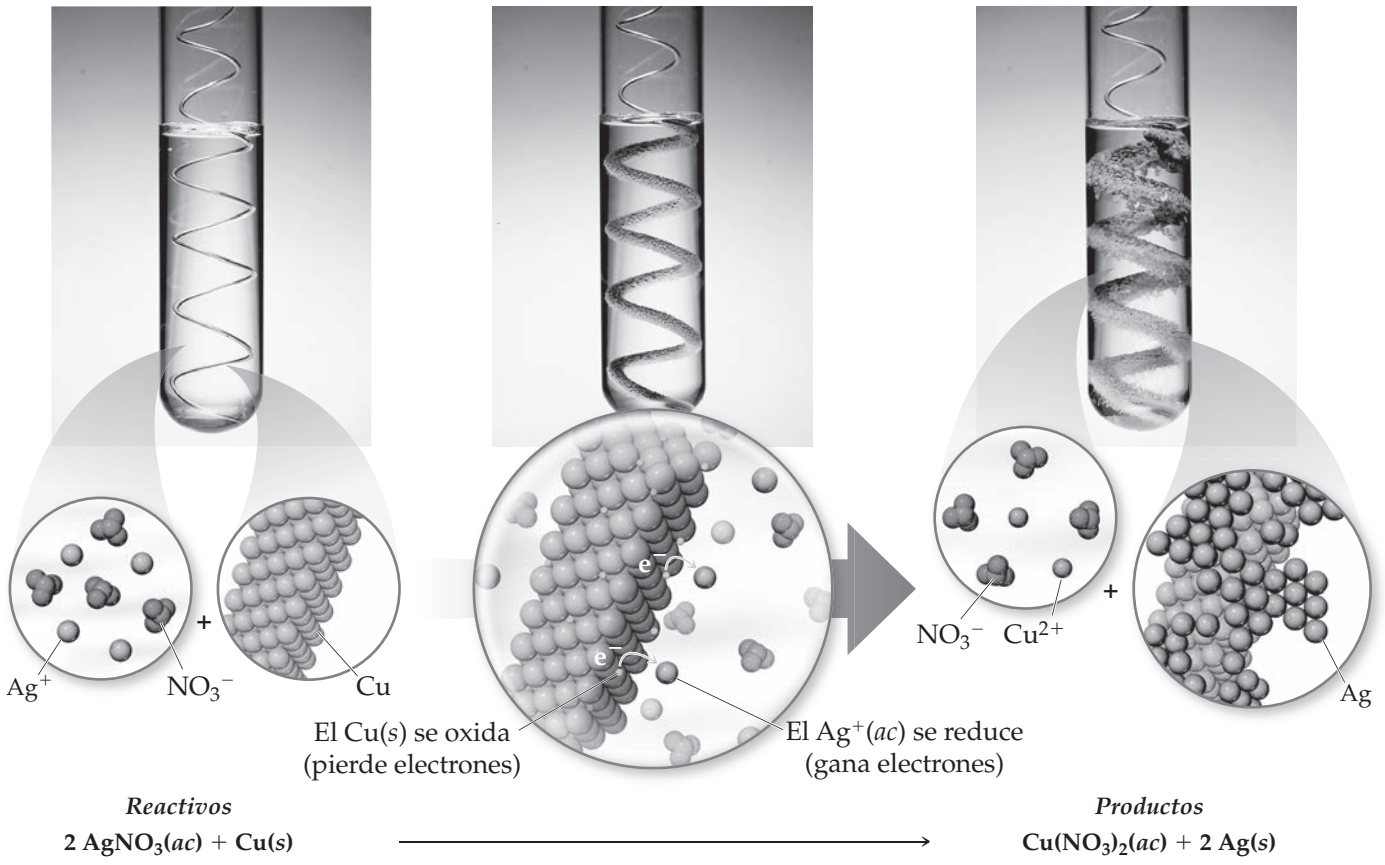
La serie de actividad rédox de los metales ayuda a predecir el resultado de reacciones entre metales y sales metálicas o ácidos. *Cualquier metal de la lista puede oxidarse por los iones de los elementos que se encuentran debajo de este*. Por ejemplo, en la serie, el cobre se encuentra arriba de la plata. Así, el cobre metálico se oxida por iones de plata:

$$Cu(s) + 2\,Ag^+(ac) \longrightarrow Cu^{2+}(ac) + 2\,Ag(s) \qquad [7.4]$$

La oxidación de cobre a iones de cobre va acompañada por la reducción de iones de plata a plata metálica. La plata metálica es evidente en la superficie de los alambres de cobre de la ► **FIGURA 7.2**. El nitrato de cobre(II) produce un color azul en la disolución (correspondiente a la fotografía del extremo derecho en la figura 7.2).

PIÉNSELO UN POCO

¿Ocurre una reacción *a*) cuando una disolución acuosa de $NiCl_2(ac)$ se agrega a un tubo de ensayo que contiene tiras de zinc metálico, y *b*) cuando se añade $NiCl_2(ac)$ a un tubo de ensayo que contiene $Zn(NO_3)_2(ac)$?



▲ **FIGURA 7.2** **Reacción del cobre metálico con el ion plata.** Cuando el cobre metálico se coloca en una disolución de nitrato de plata, ocurre una reacción rédox y se forma plata metálica y una disolución azul de nitrato de cobre(II).

Solo aquellos metales que se encuentran por arriba del hidrógeno gaseoso en la serie de actividad rédox son capaces de reaccionar con ácidos para formar $H_2(g)$. Por ejemplo, el Ni reacciona con HCl(*ac*) para formar $H_2(g)$:

$$Ni(s) + 2\,HCl(ac) \longrightarrow NiCl_2(ac) + H_2(g) \qquad [7.5]$$

Debido a que los elementos que se encuentran por debajo del hidrógeno gaseoso en la serie de actividad rédox no se oxidan por el H^+, el Cu no reacciona con el HCl(*ac*). Resulta interesante que el cobre sí reaccione con el ácido nítrico, como se vio en la figura 1.10, pero la reacción no es una oxidación del Cu por iones H^+. Más bien, el metal se oxida a Cu^{2+} por el ion nitrato, lo que va acompañado por la formación de dióxido de nitrógeno gaseoso, $NO_2(g)$, de color marrón:

$$Cu(s) + 4\,HNO_3(ac) \longrightarrow Cu(NO_3)_2(ac) + 2\,H_2O(l) + 2\,NO_2(g) \qquad [7.6]$$

Conforme el cobre se oxida en esta reacción, el NO_3^-, donde el número de oxidación del nitrógeno es +5, se reduce a NO_2, donde el número de oxidación del nitrógeno es +4.

En cualquier reacción rédox debe ocurrir tanto la oxidación como la reducción. Si una sustancia se oxida, entonces la otra se debe reducir. La sustancia que hace posible que otra se oxide se llama **agente oxidante** o simplemente **oxidante**. El agente oxidante adquiere los electrones de la otra sustancia y entonces se reduce. Un **agente reductor,** o simplemente **reductor**, es una sustancia que cede electrones y, en consecuencia, ocasiona que otra sustancia se reduzca. Por lo tanto, el agente reductor se oxida en el proceso. En la ecuación 7.2, $H^+(ac)$ (la especie que se reduce) es el agente oxidante, y Zn(*s*) (la especie que se oxida) es el agente reductor.

EJERCICIO RESUELTO 7.1 Identificación de agentes oxidantes y reductores

La batería de níquel-cadmio (nicad) utiliza la siguiente reacción rédox para generar electricidad:

$$Cd(s) + NiO_2(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow Cd(OH)_2(s) + Ni(OH)_2(s)$$

Identifique la sustancia que se oxida y la que se reduce e indique cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor.

SOLUCIÓN

Análisis Se tiene una ecuación rédox y se pide identificar la sustancia que se oxida y la que se reduce, y también indicar al agente oxidante y al agente reductor.

Estrategia Primero se asignan estados, o números de oxidación, a todos los átomos y se determina cuáles elementos cambian el estado de oxidación. Segundo, se aplican las definiciones de oxidación y reducción.

Solución

$$\underset{0}{Cd(s)} + \underset{+4\ -2}{NiO_2(s)} + \underset{+1\ -2}{2H_2O(l)} \longrightarrow \underset{+2\ -2\ +1}{Cd(OH)_2(s)} + \underset{+2\ -2\ +1}{Ni(OH)_2(s)}$$

El Cd incrementa su estado de oxidación de 0 a +2, y el Ni lo disminuye de +4 a +2. Así, el átomo de Cd se oxida (pierde electrones) y es el agente reductor. El átomo de Ni disminuye su estado de oxidación cuando el NiO_2 se convierte en $Ni(OH)_2$. De esta manera, el NiO_2 se reduce (gana electrones) y es el agente oxidante.

Comentario Un recurso mnemotécnico para recordar la oxidación y la reducción es "El león CEO ruge así: GER" (*c*eder *e*lectrones es *o*xidación; *g*anar *e*lectrones es *r*educción).

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Identifique los agentes oxidante y reductor en la reacción

$$2\,H_2O(l) + Al(s) + MnO_4^-(ac) \longrightarrow Al(OH)_4^-(ac) + MnO_2(s)$$

Respuesta: El $Al(s)$ es el reductor; el $MnO_4^-(ac)$ es el oxidante

EJERCICIO RESUELTO 7.2 Determinación de cuándo puede ocurrir una reacción de oxidación-reducción

¿Una disolución acuosa de cloruro de hierro(II) oxidará al magnesio metálico? Si es así, escriba las ecuaciones molecular y iónica neta balanceadas para la reacción.

SOLUCIÓN

Análisis Se dan dos sustancias, una sal acuosa, $FeCl_2$, y un metal, Mg, y se pregunta si reaccionan entre sí.

Estrategia Ocurre una reacción si el reactivo que es un metal en su forma elemental (Mg) se localiza arriba del reactivo metálico en su forma oxidada (Fe^{2+}) en la tabla 7.1. Si la reacción se realiza, el ion Fe^{2+} en el $FeCl_2$ se reduce a Fe, y el Mg se oxida a Mg^{2+}.

Solución Puesto que en la tabla el Mg se encuentra arriba del Fe, la reacción ocurre. Para escribir la fórmula de la sal que se produce en la reacción, se deben recordar las cargas de los iones comunes. El magnesio siempre está presente en compuestos como Mg^{2+}; el ion cloruro es Cl^-. La sal de magnesio formada en la reacción es $MgCl_2$, lo que significa que la ecuación molecular balanceada es

$$Mg(s) + FeCl_2(ac) \longrightarrow MgCl_2(ac) + Fe(s)$$

Tanto el $FeCl_2$ como el $MgCl_2$ son electrolitos fuertes solubles y pueden escribirse en forma iónica, lo cual muestra que el Cl^- es un ion espectador en la reacción. La ecuación iónica neta es

$$Mg(s) + Fe^{2+}(ac) \longrightarrow Mg^{2+}(ac) + Fe(s)$$

La ecuación iónica neta indica que el Mg se oxida y que el Fe^{2+} se reduce en esta reacción.

Comprobación Observe que la ecuación iónica neta está balanceada tanto en carga como en masa.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuál de los siguientes metales se oxidará por el $Pb(NO_3)_2$? Zn, Cu, Fe.

Respuesta: Zn y Fe

REFLEXIÓN

¿Comprendo y determino los números de oxidación de los elementos en un compuesto químico?
¿Identifico al agente reductor y al agente oxidantes en una reacción rédox?

ACTIVIDAD

Realice los siguientes ejercicios escribiendo las respuestas de manera razonada.

1. En el concepto de Brønsted-Lowry de ácidos y bases, las reacciones ácido-base se visualizan como reacciones de transferencia de protones. Cuanto más fuerte sea el ácido, más débil es su base conjugada. ¿De qué maneras son análogas las reacciones rédox?

2. *a*) ¿Qué significa el término *oxidación*? *b*) ¿En qué lado de una semirreacción de oxidación aparecen los electrones? *c*) ¿Qué significa el término *oxidante*? *d*) ¿Qué significa el término *agente oxidante*?

3. *a*) ¿Qué significa el término *reducción*? *b*) ¿En qué lado de la semirreacción de reducción aparecen los electrones? *c*) ¿Qué significa el término *reductor*? *d*) ¿Qué significa el término *agente reductor*?

4. Indique si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:
a) Si algo se oxida, formalmente pierde electrones.
b) Para la reacción $Fe^{3+}(ac) + Co^{2+}(ac) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + Co^{3+}(ac)$, $Fe^{3+}(ac)$ es el agente reductor y $Co^{2+}(ac)$ es el agente oxidante.
c) Si no existen cambios en el estado de oxidación de los reactivos o de los productos de una reacción en particular, esa reacción no es una reacción rédox.

5. Indique si las siguientes ecuaciones balanceadas implican oxidación-reducción. Si lo hacen, identifique los elementos que experimentan cambios en el número de oxidación.
a) $PBr_3(l) + 3\ H_2O(l) \longrightarrow H_3PO_3(ac) + 3\ HBr(ac)$
b) $NaI(ac) + 3\ HOCl(ac) \longrightarrow NaIO_3(ac) + 3\ HCl(ac)$
c) $3\ SO_2(g) + 2\ HNO_3(ac) + 2\ H_2O(l) \longrightarrow 3\ H_2SO_4(ac) + 2\ NO(g)$
d) $2\ H_2SO_4(ac) + 2\ NaBr(s) \longrightarrow Br_2(l) + SO_2(g) + Na_2SO_4(ac) + 2\ H_2O(l)$

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice las siguientes actividades para entregar, cuidando el orden y la limpieza. Recuerde escribir de manera razonada las respuestas solicitadas.

1. Determine el número de oxidación para los elementos indicados en cada uno de los siguientes compuestos: *a*) Co en $LiCoO_2$, *b*) Al en $NaAlH_4$, *c*) C en CH_3OH (metanol), *d*) N en GaN, *e*) Cl en $HClO_2$, *f*) Cr en $BaCrO_4$.

2. ¿Cuál elemento se oxida y cuál se reduce en las siguientes reacciones?
a) $N_2(g) + 3\ H_2(g) \longrightarrow 2\ NH_3(g)$
b) $3\ Fe(NO_3)_2(ac) + 2\ Al(s) \longrightarrow 3\ Fe(s) + 2\ Al(NO_3)_3(ac)$
c) $Cl_2(ac) + 2\ NaI(ac) \longrightarrow 3\ Fe(s) + 2\ NaCl(ac)$
d) $PbS(s) + 4\ H_2O_2(ac) \longrightarrow PbSO4(s) + 4\ H_2O(l)$

3. ¿Cuáles de las siguientes son reacciones rédox? Para aquellas que lo son, indique cuál elemento se oxida y cuál se reduce. Para aquellas que no lo son, indique si son reacciones de precipitación o de neutralización.
a) $P_4(s) + 10\ HClO(ac) + 6\ H_2O(l) \longrightarrow 4\ H_3PO_4(ac) + 10\ HCl(ac)$
b) $Br_2(l) + 2\ K(s) \longrightarrow 2\ KBr(s)$
c) $CH_3CH_2OH(l) + 3\ O_2(g) \longrightarrow 3\ H_2O(l) + 2\ CO_2(g)$
d) $ZnCl_2(ac) + 2\ NaOH(ac) \longrightarrow Zn(OH)_2(s) + 2\ NaCl(ac)$

4. Indique si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera o falsa:
a) Si algo se reduce, formalmente pierde electrones.
b) Un agente reductor se oxida al reaccionar.
c) Algunos agentes oxidantes pueden convertir el CO en CO_2.

5. En cada una de las siguientes ecuaciones de oxidación-reducción balanceadas, identifique los elementos que experimentan cambios en el número de oxidación e indique la magnitud del cambio en cada caso.
a) $I_2O_5(s) + 5\ CO(g) \longrightarrow I_2(s) + 5\ CO_2(g)$
b) $2\ Hg^{2+}(ac) + N_2H_4(ac) \longrightarrow 2\ Hg(l) + N_2(g) + 4H^+(ac)$
c) $3\ H_2S(ac) + 2\ H^+(ac) + 2\ NO_3^-(ac) \longrightarrow 3\ S(s) + 2\ NO(g) + 4H_2O(l)$
d) $Ba^{2+}(ac) + 2\ OH^-(ac) + H_2O_2(ac) + 2\ ClO_2(ac) \longrightarrow Ba(ClO_2)_2(s) + 2\ H_2O(l) + O_2(g)$

UNA MIRADA DE CERCA

EL AURA DEL ORO

A lo largo de la historia, la gente ha apreciado el oro, ha luchado por él e incluso ha perdido la vida por él.

Las propiedades físicas y químicas del oro lo hacen especial. Primero, su intrínseca belleza y su rareza lo han hecho precioso. Segundo, el oro es dúctil y puede transformarse fácilmente en objetos artísticos, joyas y monedas. Tercero, el oro es uno de los metales menos activos (tabla 7.1). No se oxida con el aire y no reacciona con el agua (▼ **FIGURA 7.3**), tampoco con disoluciones básicas ni con la mayoría de las disoluciones ácidas.

Muchos de los primeros estudios sobre el oro surgieron de la *alquimia*, cuando la gente intentaba convertir metales de escaso valor, como el plomo, en oro. Los alquimistas descubrieron que el oro podía disolverse en una mezcla 3:1 de ácido clorhídrico y ácido nítrico concentrados, conocida como *aqua regia* (agua regia o "agua del rey"). La acción del ácido nítrico sobre el oro es similar a la que ejerce sobre el cobre (ecuación 7.6), en la que el ion nitrato, en lugar del H^+, oxida al metal a Au^{3+}. Los iones Cl^- interactúan con el Au^{3+} para formar iones $AuCl_4^-$ altamente estables. La ecuación iónica neta es

$$Au(s) + NO_3^-(ac) + 4\,H^+(ac) + 4\,Cl^-(ac) \longrightarrow AuCl_4^-(ac) + 2\,H_2O(l) + NO(g)$$

▲ **FIGURA 7.3 La inercia química del oro.** Dos barras de oro, labradas, pesadas y valoradas (en el siglo XIX) recién rescatadas de un barco hundido en 1857 frente a las costas de América Central.

Todo el oro que se ha extraído en el mundo cabría fácilmente en un cubo de 21 m de lado, y tendría un peso de aproximadamente 1.6×10^8 kg. Más del 90% de esta cantidad se ha producido desde que comenzó la fiebre del oro en California en 1848. Cada año, la producción mundial de oro asciende a 2.4×10^6 kg, aproximadamente. En contraste, cada año se produce 16,000 veces más aluminio, cerca de 3.97×10^{10} kg.

Aproximadamente tres cuartas partes de la producción de oro se emplean en joyería, con frecuencia en aleación con otros metales. Un 12% de la producción de oro se utiliza en una variedad de aplicaciones industriales, principalmente en dispositivos electrónicos, ya que su excelente conductividad y resistencia a la corrosión lo hacen un valioso componente. Un teléfono típico de tonos contiene 33 contactos chapados en oro. El oro también se emplea en computadoras y otros dispositivos microelectrónicos, donde finos alambres de oro se utilizan para unir componentes.

Debido a su resistencia a la corrosión, el oro es un metal ideal para coronas y obturaciones dentales, lo que representa alrededor del 3% del consumo anual del elemento. El metal puro es demasiado blando para utilizarse en odontología, así que se le combina con otros metales para formar aleaciones.

6. El cadmio metálico tiende a formar iones Cd^{2+}. Se hacen las siguientes observaciones: **i.** Cuando se coloca una tira de zinc metálico en $CdCl_2(ac)$, se deposita cadmio metálico en la tira. **ii.** Cuando una tira de cadmio metálico se coloca en $Ni(NO_3)_2(ac)$, se deposita níquel metálico en la tira. *a*) Escriba las ecuaciones iónicas netas para explicar cada una de las observaciones anteriores. *b*) ¿Qué puede concluir acerca de la posición del cadmio en la serie de actividad rédox de los metales? *c*) ¿Qué experimentos tendría que realizar para localizar de manera más precisa la posición del cadmio en la serie de actividad rédox de la tabla 7.1?

7.2 BALANCEO DE ECUACIONES RÉDOX

Siempre que se balancea una ecuación química, se debe obedecer la ley de la conservación de la masa: la cantidad de cada elemento debe ser la misma en ambos lados de la ecuación. (En una reacción química, cualquiera que esta sea, los átomos no se crean ni se destruyen). Al balancear reacciones de oxidación-reducción, existe un requerimiento adicional: se debe balancear la pérdida y ganancia de electrones. Si una sustancia pierde cierto número de electrones durante una reacción, entonces otra debe ganar ese mismo número de electrones. (En una reacción química, cualquiera que esta sea, los electrones no se crean ni se destruyen).

En muchas ecuaciones químicas sencillas, como la ecuación 7.2, el balanceo de los electrones se realiza "automáticamente", en el sentido de que se puede balancear sin considerar de forma explícita la transferencia de electrones. Sin embargo, muchas reacciones rédox son más complejas y no es posible balancearlas con facilidad sin considerar el número de electrones

perdidos o ganados. En esta sección se examina el *método de las semirreacciones*, que es un procedimiento sistemático para balancear las ecuaciones rédox.

Semirreacciones

Aunque la oxidación y la reducción deben realizarse de manera simultánea, con frecuencia es conveniente considerarlas como procesos separados. Por ejemplo, la oxidación del Sn^{2+} por el Fe^{3+},

$$Sn^{2+}(ac) + 2\,Fe^{3+}(ac) \longrightarrow Sn^{4+}(ac) + 2\,Fe^{2+}(ac)$$

se puede considerar como dos procesos: la oxidación de Sn^{2+} y la reducción de Fe^{3+}:

$$\textit{Oxidación:} \quad Sn^{2+}(ac) \longrightarrow Sn^{4+}(ac) + 2\,e^- \qquad [7.7]$$

$$\textit{Reducción:} \quad 2\,Fe^{3+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Fe^{2+}(ac) \qquad [7.8]$$

Observe que los electrones se presentan como productos en el proceso de oxidación y como reactivos en el proceso de reducción.

Las ecuaciones que solo muestran oxidación o reducción, como la 7.7 y 7.8, se conocen como **semirreacciones**. En la reacción rédox general, el número de electrones perdidos en la semirreacción de oxidación debe ser igual al número de electrones ganados en la semirreacción de reducción. Cuando se cumple esta condición y cada semirreacción está balanceada, los electrones de ambos lados se cancelan cuando las dos semirreacciones se suman para obtener la ecuación de oxidación-reducción balanceada.

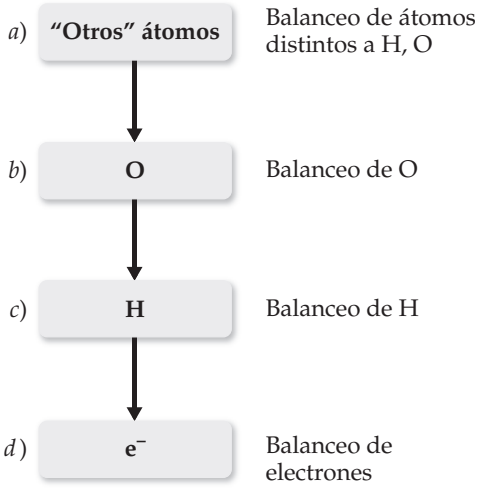
Balanceo de ecuaciones por el método de las semirreacciones

Al emplear el método de las semirreacciones, por lo regular se inicia con una ecuación iónica "esqueleto", que solo muestra las sustancias experimentando oxidación y reducción. En estos casos, por lo general no es necesario asignar números de oxidación, a menos que no haya seguridad de que la reacción en realidad implica una oxidación-reducción. Se verá que con frecuencia el H^+ (para disoluciones ácidas), el OH^- (para disoluciones básicas) y el H_2O intervienen como reactivos o productos en las reacciones rédox. A menos que H^+, OH^- o H_2O se oxiden o se reduzcan, estas especies no aparecen en la ecuación esqueleto. Sin embargo, su presencia se deduce en el balanceo de la ecuación.

Para balancear una reacción rédox que ocurre en una disolución *acuosa ácida*, el procedimiento es como sigue:

1. Divida la ecuación en dos semirreacciones, una para la oxidación y otra para la reducción.
2. Balancee cada semirreacción.
   a) Primero, balancee los elementos que no son H y O.
   b) Después, balancee los átomos de O agregando H_2O conforme sea necesario.
   c) Luego balancee los átomos de H agregando H^+ según sea necesario.
   d) Por último, balancee la carga agregando e^- conforme sea necesario.

   Esta secuencia específica *a*)-*d*) es importante, y se resume en el diagrama que aparece al margen. En este momento, se comprueba si el número de electrones en cada semirreacción corresponde a los cambios del estado de oxidación.
3. Si es necesario, multiplique las semirreacciones por enteros, de manera que el número de los electrones que se pierdan en una semirreacción sea igual al que se gane en la otra.
4. Sume las dos semirreacciones y, si es posible, simplifique mediante la cancelación de las especies que aparecen en ambos lados de la ecuación combinada.
5. Compruebe que los átomos y las cargas estén balanceadas.

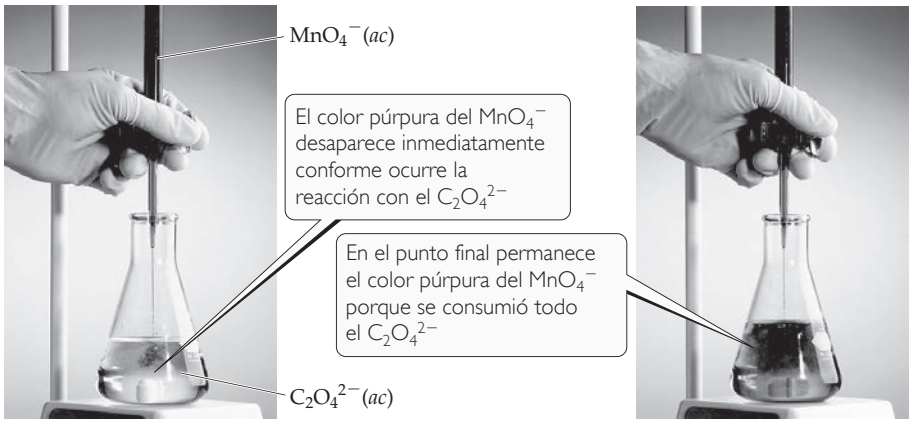


Como ejemplo, considere la reacción entre el ion permanganato (MnO_4^-) y el ion oxalato ($C_2O_4^{2-}$) en una disolución ácida acuosa (▶ **FIGURA 7.4**). Cuando el MnO_4^- se agrega a una disolución acidificada de $C_2O_4^{2-}$, el color púrpura intenso del ion MnO_4^- se desvanece, se forman burbujas de CO_2 y la disolución adquiere el color rosa pálido del Mn^{2+}. Por lo tanto, la ecuación esqueleto se escribe como

$$MnO_4^-(ac) + C_2O_4^{2-}(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + CO_2(ac) \qquad [7.9]$$

IMAGINE

¿Cuál especie se reduce en esta reacción? ¿Cuál especie es el reductor?



◀ FIGURA 7.4 Titulación de una disolución ácida de $Na_2C_2O_4$ con $KMnO_4(ac)$.

Los experimentos muestran que se consume H^+ y se produce H_2O en la reacción. Como veremos, su participación en la reacción se deduce durante el balanceo de la ecuación.

Para completar y balancear la ecuación 7.9, primero se escriben las dos semirreacciones (etapa 1). Una semirreacción debe tener Mn en ambos lados de la flecha y la otra debe tener C en ambos lados de la flecha:

$$MnO_4^-(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac)$$

$$C_2O_4^{2-}(ac) \longrightarrow CO_2(g)$$

Después se completa y balancea cada semirreacción. Primero se balancean todos los átomos excepto H y O (etapa 2*a*). En la semirreacción del permanganato se tiene un átomo de manganeso en cada lado de la ecuación y no hay más por hacer. En la semirreacción del oxalato se debe adicionar un coeficiente 2 a la derecha para balancear los dos carbonos de la izquierda:

$$MnO_4^-(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac)$$

$$C_2O_4^{2-}(ac) \longrightarrow 2\,CO_2(g)$$

A continuación se balancea el O (etapa 2*b*). La semirreacción del permanganato tiene cuatro oxígenos a la izquierda y ninguno a la derecha; por lo tanto, se necesitan cuatro moléculas de H_2O a la derecha para balancear los cuatro átomos de oxígeno:

$$MnO_4^-(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4\,H_2O(l)$$

Los ocho átomos de hidrógeno, ahora en los productos, se deben balancear mediante la adición de 8 H^+ a los reactivos (etapa 2*c*):

$$8\,H^+(ac) + MnO_4^-(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4\,H_2O(l)$$

Ahora existen números iguales de cada tipo de átomo en los dos lados de la ecuación, pero todavía falta balancear la carga. La carga de los reactivos es $8(1+) + 1(1-) = 7+$, y la de los productos es $1(2+) + 4(0) = 2+$. Para balancear la carga, deben agregarse cinco electrones del lado de los reactivos (etapa 2*d*):

$$5\,e^- + 8\,H^+(ac) + MnO_4^-(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4\,H_2O(l)$$

El resultado se verifica mediante los estados de oxidación. En esta semirreacción, el Mn va de un estado de oxidación +7 en el MnO_4^- al estado de oxidación +2 en el Mn^{2+}. Por lo tanto, cada átomo de Mn gana cinco electrones, de acuerdo con la semirreacción balanceada.

En la semirreacción del oxalato, C y O ya están balanceados (etapa 2*a*). La carga se balancea (etapa 2*d*) mediante la adición de dos electrones a los productos:

$$C_2O_4^{2-}(ac) \longrightarrow 2\,CO_2(g) + 2\,e^-$$

Este resultado se comprueba empleando los estados de oxidación. El carbono va de un estado de oxidación +3 en el $C_2O_4^{2-}$ a un estado de oxidación +4 en el CO_2. Así, cada átomo de C pierde un electrón y, por lo tanto, los dos átomos de C en el $C_2O_4^{2-}$ pierden dos electrones, de acuerdo con nuestra semirreacción balanceada.

Ahora cada semirreacción se multiplica por un entero adecuado, de manera que el número de electrones ganados en una semirreacción sea igual al de electrones que se pierden en la otra (etapa 3). La semirreacción del MnO_4^- se multiplica por 2 y la semirreacción del $C_2O_4^{2-}$ por 5:

$$10\ e^- + 16\ H^+(ac) + 2\ MnO_4^-(ac) \longrightarrow 2\ Mn^{2+}(ac) + 8\ H_2O(l)$$
$$5\ C_2O_4^{2-}(ac) \longrightarrow 10\ CO_2(g) + 10\ e^-$$

$$16\ H^+(ac) + 2\ MnO_4^-(ac) + 5\ C_2O_4^{2-}(ac) \longrightarrow 2\ Mn^{2+}(ac) + 8\ H_2O(l) + 10\ CO_2(g)$$

La ecuación balanceada es la suma de las semirreacciones balanceadas (etapa 4). Observe que los electrones en los lados del reactivo y del producto en la ecuación se eliminan entre sí.

La ecuación balanceada se comprueba contando los átomos y las cargas (etapa 5): existen 16 H, 2 Mn, 28 O, 10 C, y la carga neta de 4+ en cada lado de la ecuación, lo cual confirma que la ecuación está balanceada correctamente.

PIÉNSELO UN POCO

¿Hay electrones libres en la ecuación balanceada de una reacción rédox?

EJERCICIO RESUELTO 7.3 Balanceo de ecuaciones rédox en una disolución ácida

Complete y balancee esta ecuación mediante el método de las semirreacciones:

$$Cr_2O_7^{2-}(ac) + Cl^-(ac) \longrightarrow Cr^{3+}(ac) + Cl_2(g) \quad \text{(disolución ácida)}$$

SOLUCIÓN

Análisis Se tiene una ecuación (esqueleto) incompleta y no balanceada para una reacción de oxidación-reducción que ocurre en una disolución ácida, y se pide completarla y balancearla.

Estrategia Utilizar el procedimiento de semirreacción que acaba de explicarse.

Solución

Etapa 1: Se divide la ecuación en dos semirreacciones:

$$Cr_2O_7^{2-}(ac) \longrightarrow Cr^{3+}(ac)$$
$$Cl^-(ac) \longrightarrow Cl_2(g)$$

Etapa 2: Se balancea cada semirreacción. En la primera, la presencia de un $Cr_2O_7^{2-}$ entre los reactivos requiere dos Cr^{3+} entre los productos. Los siete átomos de oxígeno del $Cr_2O_7^{2-}$ se balancean adicionando siete moléculas de H_2O a los productos. Entonces se balancean los 14 átomos de hidrógeno de 7 H_2O mediante la adición de 14 H^+ a los reactivos:

$$14\ H^+(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) \longrightarrow 2\ Cr^{3+}(ac) + 7\ H_2O(l)$$

Después, se balancea la carga añadiendo electrones del lado izquierdo de la ecuación de manera que la carga total sea la misma en ambos lados:

$$6\ e^- + 14\ H^+(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) \longrightarrow 2\ Cr^{3+}(ac) + 7\ H_2O(l)$$

Este resultado se verifica revisando los cambios en el estado de oxidación. Cada átomo de cromo va de +6 a +3, ganando tres electrones; por lo tanto, los dos átomos de Cr en el $Cr_2O_7^{2-}$ ganan seis electrones, de acuerdo con la semirreacción.

En la segunda semirreacción se requieren dos Cl^- para balancear un Cl_2:

$$2\ Cl^-(ac) \longrightarrow Cl_2(g)$$

Se agregan dos electrones al lado derecho para lograr el balance de carga:

$$2\ Cl^-(ac) \longrightarrow Cl_2(g) + 2\ e^-$$

Este resultado concuerda con los cambios de los estados de oxidación. Cada átomo de cloro va de −1 a 0, perdiendo un electrón; por lo tanto, los dos átomos de cloro pierden dos electrones.

Etapa 3: Se iguala el número de electrones transferidos en las dos semirreacciones. Para hacerlo, se multiplica por 3 el Cl de la semirreacción, de manera que el número de electrones ganados en la semirreacción de Cr (6) sea igual al número perdido en la semirreacción de Cl, permitiendo a los electrones cancelarse cuando se suman las semirreacciones:

$$6\,Cl^-(ac) \longrightarrow 3\,Cl_2(g) + 6\,e^-$$

Etapa 4: Las ecuaciones se suman para dar la ecuación balanceada:

$$14\,H^+(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) + 6\,Cl^-(ac) \longrightarrow 2\,Cr^{3+}(ac) + 7\,H_2O(l) + 3\,Cl_2(g)$$

Etapa 5: Existe igual número de átomos de cada tipo en los dos lados de la ecuación (14 H, 2 Cr, 7 O, 6 Cl). Además, la carga es la misma en los dos lados (6+). Así, la ecuación está balanceada.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Complete y balancee las siguientes ecuaciones mediante el método de semirreacciones. Ambas reacciones ocurren en disolución ácida.

a) $Cu(s) + NO_3^-(ac) \longrightarrow Cu^{2+}(ac) + NO_2(g)$

b) $Mn^{2+}(ac) + NaBiO_3(s) \longrightarrow Bi^{3+}(ac) + MnO_4^-(ac)$

Respuestas: *a*) $Cu(s) + 4\,H^+(ac) + 2\,NO_3^-(ac) \longrightarrow Cu^{2+}(ac) + 2\,NO_2(g) + 2\,H_2O(l)$
b) $2\,Mn^{2+}(ac) + 5\,NaBiO_3(s) + 14\,H^+(ac) \longrightarrow 2\,MnO_4^-(ac) + 5\,Bi^{3+}(ac) + 5\,Na^+(ac) + 7\,H_2O(l)$

Balanceo de ecuaciones para reacciones que ocurren en una disolución básica

Si una reacción rédox ocurre en una disolución básica, la ecuación debe balancearse empleando OH^- y H_2O en lugar de H^+ y H_2O. Un enfoque es balancear primero estas semirreacciones como si se llevaran a cabo en disolución ácida; luego, se cuenta el número de H^+ en cada semirreacción y se agrega el mismo número de OH^- a *cada lado* de la semirreacción. De esta forma, la reacción está balanceada en masa porque se agrega lo mismo en ambos lados. En esencia, lo que se hace es "neutralizar" los protones para formar agua ($H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$) del lado que contiene H^+, y el otro lado termina con el OH^-. Las moléculas de agua resultantes pueden cancelarse según se necesite.

EJERCICIO RESUELTO 7.4 Balanceo de ecuaciones rédox en una disolución básica

Complete y balancee la siguiente ecuación para una reacción rédox que se realiza en una disolución básica:

$$CN^-(ac) + MnO_4^-(ac) \longrightarrow CNO^-(ac) + MnO_2(s) \quad \text{(disolución básica)}$$

SOLUCIÓN

Análisis Se cuenta con una ecuación incompleta para una reacción rédox básica y se pide balancearla.

Estrategia Se realizan las primeras etapas de nuestro procedimiento como si la reacción estuviera ocurriendo en disolución ácida. Luego se agrega el número adecuado de iones de OH^- a cada lado de la ecuación, combinando H^+ con OH^- para formar H_2O. Se completa el proceso simplificando la ecuación.

Solución

Etapa 1: Se escriben las semirreacciones incompletas y no balanceadas:

$$CN^-(ac) \longrightarrow CNO^-(ac)$$
$$MnO_4^-(ac) \longrightarrow MnO_2(s)$$

Etapa 2: Se balancea cada semirreacción como si ocurriera en una disolución ácida:

$$CN^-(ac) + H_2O(l) \longrightarrow CNO^-(ac) + 2\,H^+(ac) + 2\,e^-$$
$$3\,e^- + 4\,H^+(ac) + MnO_4^-(ac) \longrightarrow MnO_2(s) + 2\,H_2O(l)$$

Ahora se considera que la reacción ocurre en una disolución básica, agregando OH^- a ambos lados de las semirreacciones para neutralizar el H^+:

$$CN^-(ac) + H_2O(l) + 2\,OH^-(ac) \longrightarrow CNO^-(ac) + 2\,H^+(ac) + 2\,e^- + 2\,OH^-(ac)$$
$$3\,e^- + 4\,H^+(ac) + MnO_4^-(ac) + 4\,OH^-(ac) \longrightarrow MnO_2(s) + 2\,H_2O(l) + 4\,OH^-(ac)$$

Se "neutralizan" H^+ y OH^- mediante la formación de H_2O cuando se encuentran del mismo lado de ambas semirreacciones:

$$CN^-(ac) + H_2O(l) + 2\,OH^-(ac) \longrightarrow CNO^-(ac) + 2\,H_2O(l) + 2\,e^-$$
$$3\,e^- + 4\,H_2O(l) + MnO_4^-(ac) \longrightarrow MnO_2(s) + 2\,H_2O(l) + 4\,OH^-(ac)$$

Después, se cancelan las moléculas de agua que aparecen como reactivos y como productos:

$$CN^-(ac) + 2\,OH^-(ac) \longrightarrow CNO^-(ac) + H_2O(l) + 2\,e^-$$
$$3\,e^- + 2\,H_2O(l) + MnO_4^-(ac) \longrightarrow MnO_2(s) + 4\,OH^-(ac)$$

Ahora ambas semirreacciones están balanceadas. Es conveniente contar los átomos y la carga global.

Etapa 3: Se multiplica la semirreacción de cianuro por 3, lo cual da 6 electrones del lado del producto, y se multiplica la semirreacción de permanganato por 2, lo cual da 6 electrones del lado del reactivo:

$$3\,CN^-(ac) + 6\,OH^-(ac) \longrightarrow 3\,CNO^-(ac) + 3\,H_2O(l) + 6\,e^-$$
$$6\,e^- + 4\,H_2O(l) + 2\,MnO_4^-(ac) \longrightarrow 2\,MnO_2(s) + 8\,OH^-(ac)$$

Etapa 4: Se suman las dos semirreacciones y se simplifica cancelando las especies que aparecen como reactivos y como productos:

$$3\,CN^-(ac) + H_2O(l) + 2\,MnO_4^-(ac) \longrightarrow 3\,CNO^-(ac) + 2\,MnO_2(s) + 2\,OH^-(ac)$$

Etapa 5: Se verifica que los átomos y las cargas estén balanceados.

Existen 3 C, 3 N, 2 H, 9 O, 2 Mn y una carga 5– en ambos lados de la ecuación.

Comentario Es importante recordar que este procedimiento no implica que los iones H^+ estén involucrados en la reacción química. Recuerde que en las disoluciones acuosas a 20 °C, $K_w = [H^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$. Así, $[H^+]$ es muy pequeña en esta disolución básica.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Complete y balancee las siguientes ecuaciones para las reacciones de oxidación-reducción que ocurren en una disolución básica:

a) $NO_2^-(ac) + Al(s) \longrightarrow NH_3(ac) + Al(OH)_4^-(ac)$

b) $Cr(OH)_3(s) + ClO^-(ac) \longrightarrow CrO_4^{2-}(ac) + Cl_2(g)$

Respuestas: *a*) $NO_2^-(ac) + 2\,Al(s) + 5\,H_2O(l) + OH^-(ac) \longrightarrow NH_3(ac) + 2\,Al(OH)_4^-(ac)$

b) $2\,Cr(OH)_3(s) + 6\,ClO^-(ac) \longrightarrow 2\,CrO_4^{2-}(ac) + 3\,Cl_2(g) + 2\,OH^-(ac) + 2\,H_2O(l)$

REFLEXIÓN

¿Soy capaz de balancear ecuaciones rédox por el método de las semirreacciones?

ACTIVIDAD

Realice los siguientes ejercicios, con limpieza, orden y correctamente.

1. La producción comercial de ácido nítrico implica las siguientes reacciones químicas:
$4\,NH_3(g) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 4\,NO(g) + 6\,H_2O(g)$
$2\,NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,NO_2(g)$
$3\,NO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow 2\,HNO_3(ac) + NO(g)$

2. ¿Cuáles de estas son reacciones rédox? En cada reacción rédox identifique el elemento que se oxida y el que se reduce.

3. A 900 °C el vapor de tetracloruro de titanio reacciona con magnesio metálico fundido para formar titanio metálico sólido y cloruro de magnesio fundido. *a*) Escriba una ecuación balanceada para esta reacción. *b*) ¿Qué sustancia se oxida y cuál se reduce? *c*) ¿Cuál sustancia es el reductor y cuál es el oxidante?

4. Complete y balancee las siguientes semirreacciones. En cada caso, indique si la semirreacción es una oxidación o una reducción.
a) $Sn^{2+}(ac) \longrightarrow Sn^{4+}(ac)$ (solución ácida)
b) $TiO_2(ac) \longrightarrow Ti^{2+}(ac)$ (solución ácida)
c) $ClO_3(ac) \longrightarrow Cl^-(ac)$ (solución ácida)
d) $N_2(g) \longrightarrow NH_4^+(ac)$ (solución ácida)
e) $OH^-(ac) \longrightarrow O_2(g)$ (solución básica)
f) $SO_3^{2-}(ac) \longrightarrow SO_4^{2-}(ac)$ (solución básica)
g) $N_2(g) \longrightarrow NH_3(g)$ (solución básica)

5. De acuerdo con la serie de actividad rédox de los metales (tabla 7.1), escriba las ecuaciones químicas balanceadas para las siguientes reacciones. Si no sucede la reacción, simplemente escriba NR. *a*) Níquel metálico se agrega a una disolución acuosa de nitrato de cobre(II); *b*) una disolución acuosa de nitrato de zinc se añade a una disolución de sulfato de magnesio; *c*) se agrega ácido clorhídrico acuoso a oro metálico; *d*) cromo metálico se sumerge en una disolución acuosa de cloruro de cobalto(II); *e*) hidrógeno gaseoso se burbujea a una disolución de nitrato de plata.

6. Balancee las siguientes reacciones, indicando cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor. *a*) Sulfuro arsenioso + ion nitrato ⟶ óxido nítrico + ion sulfato + ácido netarsénico (en medio ácido). *b*) Yodo ⟶ ion yoduro + ion yodato (en medio básico). *c*) Ion sulfito + hidróxido cobáltico ⟶ ion sulfato + hidróxido cobaltoso + agua (en medio básico)

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice las siguientes actividades, con orden y limpieza, de manera correcta.

1. La hidracina (N_2H_4) y el tetróxido de dinitrógeno (N_2O_4) forman una mezcla autoexplosiva que se ha utilizado como un propulsor de cohetes. Los productos de la reacción son N_2 y H_2O. *a*) Escriba una ecuación química balanceada para esta reacción. *b*) ¿Qué especie se oxida y cuál se reduce? *c*) ¿Cuál sustancia actúa como agente reductor y cuál como agente oxidante?

2. Complete y balancee las siguientes ecuaciones e identifique los agentes oxidante y reductor:
a) $Cr_2O_7^{2-}(ac) + I^-(ac) \longrightarrow Cr^{3+}(ac) + IO_3^-(ac)$ (solución ácida)
b) $MnO_4^-(ac) + CH_3OH(ac) \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + HCO_2H(ac)$ (solución ácida)
c) $I_2(s) + OCl^-(ac) \longrightarrow IO_3^-(ac) + Cl^-(ac)$ (solución ácida)
d) $As_2O_3(s) + NO_3^-(ac) \longrightarrow H_3AsO_4(ac) + N_2O_3(ac)$ (solución ácida)
e) $MnO_4^-(ac) + Br^-(ac) \longrightarrow MnO_2(s) + BrO_3^-(ac)$ (solución básica)
f) $Pb(OH)_4^{2-}(ac) + ClO^-(ac) \longrightarrow PbO_2(s) + Cl^-(ac)$ (solución básica)

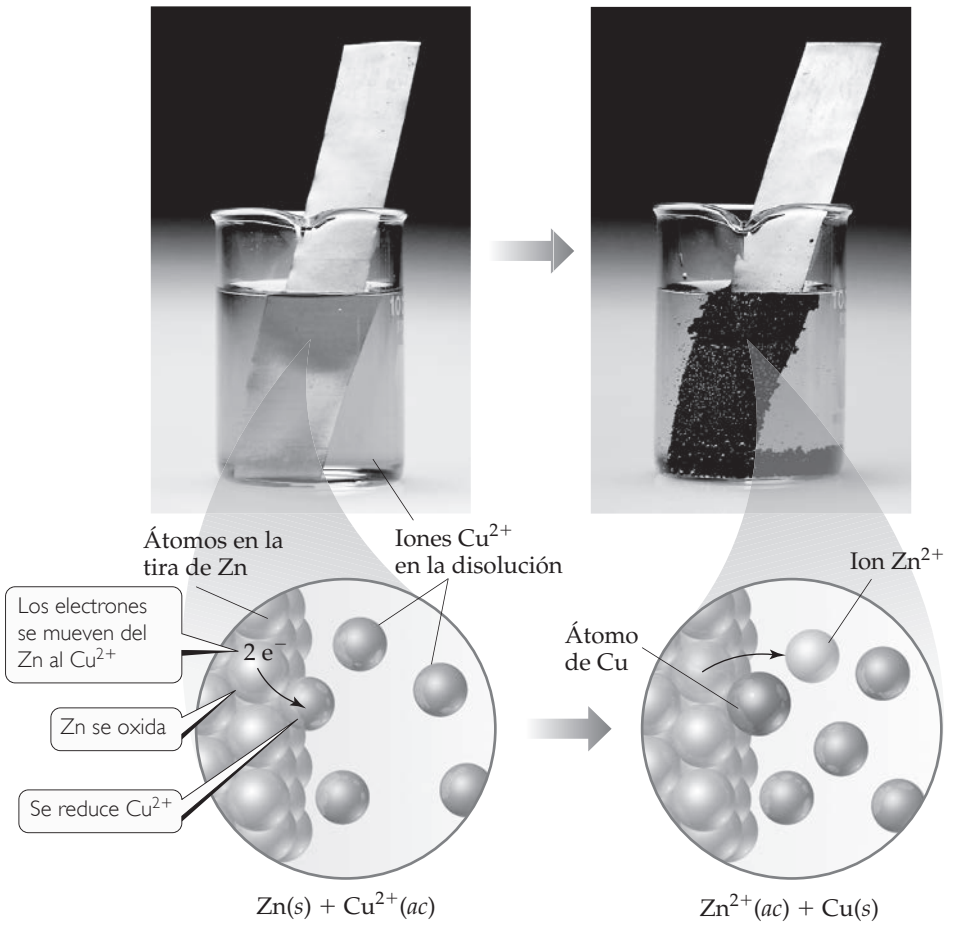
3. Complete y balancee las siguientes ecuaciones e identifique los agentes oxidante y reductor. (Recuerde que los átomos de O en el peróxido de hidrógeno, H_2O_2, tienen un estado de oxidación atípico).
a) $NO_2^-(ac) + Cr_2O_7^{2-}(ac) \longrightarrow Cr^{3+}(ac) + NO_3^-(ac)$ (solución ácida)
b) $S(s) + HNO_3(ac) \longrightarrow H_2SO_3(ac) + N_2O(g)$ (solución ácida)
c) $Cr_2O_7^{2-}(ac) + CH_3OH(ac) \longrightarrow HCO_2H(ac) + Cr^{3+}(ac)$ (solución ácida)
d) $BrO_3^-(ac) + N_2H_4(g) \longrightarrow Br^-(ac) + N_2(g)$ (solución ácida)
e) $NO_2^-(ac) + Al(s) \longrightarrow NH_4^+(ac) + AlO_2^-(ac)$ (solución básica)
f) $H_2O_2(ac) + ClO_2(ac) \longrightarrow ClO_2^-(ac) + O_2(g)$ (solución básica)

4. El cadmio metálico tiende a formar iones Cd^{2+}. Se hacen las siguientes observaciones: **i.** Cuando se coloca una tira de zinc metálico en $CdCl_2(ac)$, se deposita cadmio metálico en la tira. **ii.** Cuando una tira de cadmio metálico se coloca en $Ni(NO_3)_2(ac)$, se deposita níquel metálico en la tira. *a*) Escriba las ecuaciones iónicas netas para explicar cada una de las observaciones anteriores. *b*) ¿Qué puede concluir acerca de la posición del cadmio en la serie de actividad rédox de los metales? *c*) ¿Qué experimentos tendría que realizar para localizar de manera más precisa la posición del cadmio en la serie de actividad rédox de la tabla 7.1?

5. Balancee las siguientes reacciones, indicando el agente oxidante y el agente reductor.
a) Ion permanganato + ion ferroso ⟶ ion manganoso + ion férrico (en medio ácido)
b) Hidróxido ferroso + oxígeno ⟶ hidróxido férrico (en medio básico)
c) Sulfuro cuproso + ion sulfato ⟶ anhídrido sulfuroso + ion cúprico (en medio ácido)

7.3 CELDAS VOLTAICAS

La energía liberada en una reacción rédox espontánea se puede utilizar para generar energía eléctrica. Esta tarea se realiza a través de una **celda voltaica** (o **galvánica**), un dispositivo en el cual la transferencia de electrones se realiza mediante una ruta externa, en lugar de hacerlo directamente entre los reactivos presentes en el mismo vaso de reacción.



▲ FIGURA 7.5 Una reacción espontánea de oxidación-reducción que implica zinc y cobre.

IMAGINE

¿Cuál metal, Cu o Zn, se oxida en esta celda voltaica?

▲ FIGURA 7.6 Una celda voltaica de Cu-Zn basada en la reacción de la ecuación 7.10.

Esta reacción espontánea ocurre cuando se coloca una tira de zinc en contacto con una disolución que tiene Cu^{2+}. Al realizarse la reacción, el color azul de los iones $Cu^{2+}(ac)$ se desvanece y el cobre metálico se deposita en el zinc. Al mismo tiempo, el zinc comienza a disolverse. Estas transformaciones, que se ilustran en la **▲ FIGURA 7.5**, se resumen mediante la ecuación

$$Zn(s) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + Cu(s) \qquad [7.10]$$

La **◄ FIGURA 7.6** muestra una celda voltaica que utiliza la reacción rédox dada en la ecuación 7.10. Aunque el montaje experimental que aparece en la figura 7.6 es más complejo que el de la figura 7.5, la reacción es la misma en ambos casos. La diferencia importante es que en la celda voltaica, el Zn metálico y el $Cu^{2+}(ac)$ no están en contacto directo entre sí. En vez de ello, el Zn metálico está en contacto con el $Zn^{2+}(ac)$ en una semicelda de un compartimento, y el metal Cu está en contacto con el $Cu^{2+}(ac)$ en una semicelda del otro compartimento. Como consecuencia, la reducción del Cu^{2+} solo puede ocurrir mediante el flujo de electrones a través de un circuito externo, es decir, el alambre que conecta las tiras de Zn y Cu. Los electrones que fluyen por el alambre y los iones que se mueven en la disolución constituyen una *corriente eléctrica*. Este flujo de carga eléctrica se utiliza para realizar trabajo eléctrico.

Los dos metales sólidos conectados mediante el circuito externo se llaman *electrodos*. Por definición, el electrodo en el que ocurre la oxidación se llama **ánodo** y el electrodo en el cual sucede la reducción se llama **cátodo**.* Los electrodos pueden estar hechos de materiales que participan en la reacción, como en el presente ejemplo. En el transcurso de la reacción, el

*Para ayudar a recordar estas definiciones, observe que *ánodo* y *oxidación* comienzan con una vocal y que *cátodo* y *reducción* con una consonante. En español existe otra mnemotecnia, que se conoce como "regla de la rana", ya que la rana CROA (cátodo-reducción; oxidación-ánodo).

electrodo de Zn desaparece gradualmente y el electrodo de cobre gana masa. De manera más común, los electrodos están hechos de un material conductor, como platino o grafito, que no pierde ni ganan masa durante la reacción, pero que funciona como una superficie que permite la transferencia de electrones.

A cada compartimento de una celda voltaica se le conoce como *semicelda*, que son los sitios de la semirreacción de oxidación y de la semirreacción de reducción. (En la terminología actual, lo que en química se conoce como *semicelda*, en electroquímica se denomina *electrodo*). En el presente ejemplo, el Zn se oxida y el Cu^{2+} se reduce:

Ánodo (semirreacción de oxidación) $\quad Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2\,e^-$

Cátodo (semirreacción de reducción) $\quad Cu^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$

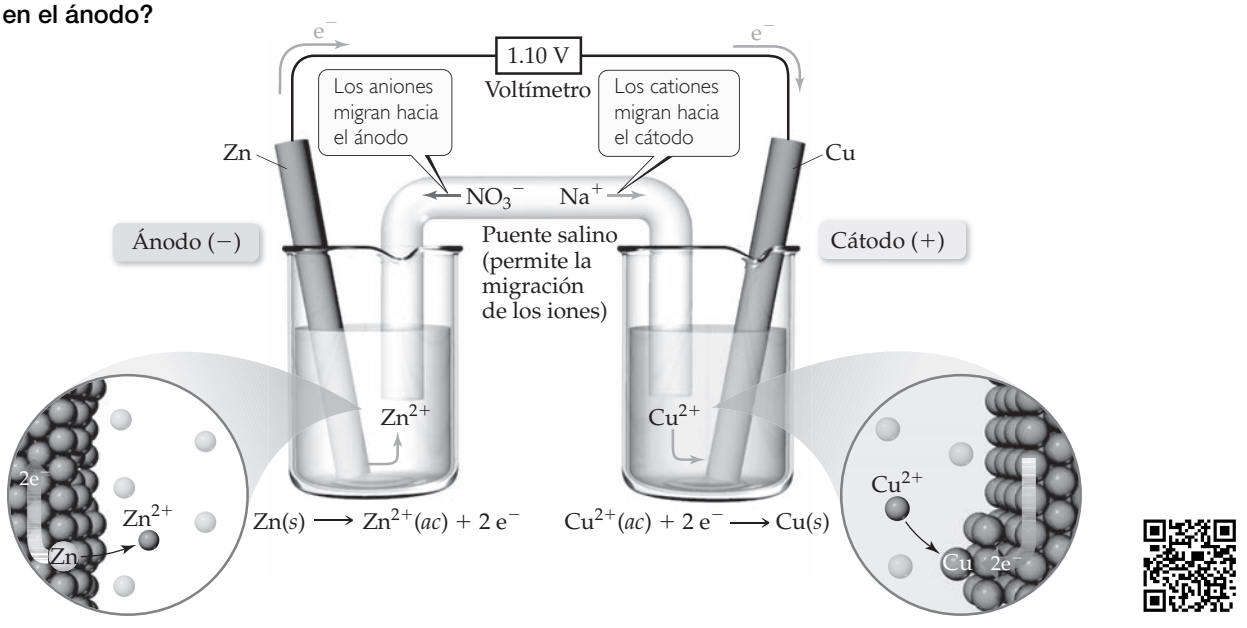
Los electrones están disponibles una vez que el zinc metálico se oxida en el ánodo y fluyen a través del circuito externo al cátodo, donde se consumen al reducirse el Cu^{2+} (*ac*). Como el Zn(*s*) se oxida en la celda, el electrodo de zinc pierde masa y la concentración de la disolución de Zn^{2+} se incrementa mientras la celda está en operación. Al mismo tiempo, el electrodo de Cu gana masa y la disolución de Cu^{2+} se vuelve menos concentrada al reducirse el Cu^{2+} a Cu(*s*).

Para que una celda voltaica funcione, las disoluciones en las dos semiceldas deben permanecer eléctricamente neutras. Al oxidarse el Zn en la semicelda del ánodo, los iones Zn^{2+} entran a la disolución, alterando el balance de carga inicial Zn^{2+}/SO_4^{2-}. Para mantener la disolución eléctricamente neutra, debe haber algún medio para que los cationes Zn^{2+} migren hacia fuera de la semicelda del ánodo y los aniones migren hacia dentro. De igual forma, la reducción de Cu^{2+} en el cátodo elimina a esos cationes de la disolución, dejando un exceso de aniones SO_4^{2-} en esa semicelda. Para mantener la neutralidad eléctrica, algunos de esos aniones deben migrar hacia fuera de la semicelda del cátodo y los iones positivos deben migrar hacia dentro. En efecto, no ocurre un flujo de electrones medible entre los electrodos a menos que se proporcione un medio para que los iones migren a través de la disolución desde una semicelda a la otra y, de esta manera, se complete el circuito.

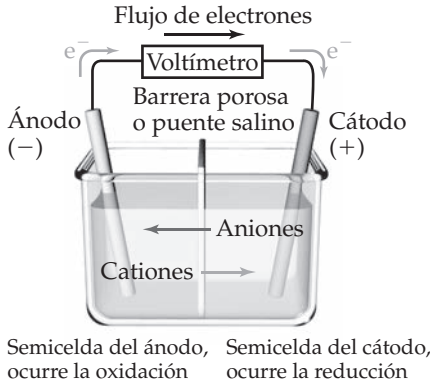
En la figura 7.6, un disco de vidrio poroso que separa las dos semiceldas permite una migración de iones que mantiene la neutralidad eléctrica de las disoluciones. En la ▼ **FIGURA 7.7**, un *puente salino* sirve para este propósito. El puente salino consiste en un tubo en forma de U que contiene una disolución electrolítica, como $NaNO_3(ac)$, cuyos iones no reaccionarán con otros iones en la celda voltaica o con los electrodos. Con frecuencia, el electrolito se incorpora a una pasta o un gel de manera que la disolución electrolítica no se derrame cuando el

IMAGINE

¿Cómo se mantiene el balance eléctrico en el vaso de precipitados a la izquierda conforme los iones Zn^{2+} se forman en el ánodo?



▲ **FIGURA 7.7** **Celda voltaica que utiliza un puente salino para completar el circuito eléctrico.**



▲ FIGURA 7.8 Resumen de reacciones que ocurren en una celda voltaica. Las semiceldas pueden separarse mediante una barrera de vidrio poroso (como en la figura 7.6) o por un puente salino (como en la figura 7.7).

tubo en U se invierta. Al realizarse la oxidación y la reducción en los electrodos, los iones del puente salino migran en las dos semiceldas: los cationes migran a la semicelda del cátodo y los aniones migran hacia el compartimento del ánodo para neutralizar la carga en las disoluciones de las semiceldas. Cualquiera que sea el medio para permitir que los iones migren entre las semiceldas, *los aniones siempre migran hacia el ánodo y los cationes hacia el cátodo*.

La ◀ **FIGURA 7.8** resume las diversas relaciones en una celda voltaica. En especial, observe que *los electrones fluyen desde el ánodo a través del circuito externo hacia al cátodo*. Debido a este flujo direccional, el ánodo en una celda voltaica se identifica con un signo negativo y el cátodo con un signo positivo. Los electrones pueden visualizarse como si fueran atraídos hacia el cátodo positivo desde el ánodo negativo a través del circuito externo. Sin embargo, los iones migran en contra del campo eléctrico, pues en estas celdas el ánodo es negativo y el cátodo positivo.

EJERCICIO RESUELTO 7.5 Descripción de una celda voltaica

La reacción de oxidación-reducción

$$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14\,H^+(ac) + 6\,I^-(ac) \longrightarrow 2\,Cr^{3+}(ac) + 3\,I_2(s) + 7\,H_2O(l)$$

es espontánea. Se tienen dos disoluciones acuosas, una que contiene $K_2Cr_2O_7$ y H_2SO_4 y otra de KI, las cuales se vierten en dos vasos de precipitados distintos. Se utiliza un puente salino para comunicar los vasos. En cada disolución se suspende un conductor metálico (como una lámina de platino), que no reacciona con ninguna de las disoluciones, y los dos conductores se conectan mediante alambres a través de un voltímetro o de algún otro dispositivo para detectar una corriente eléctrica. La celda voltaica resultante genera una corriente eléctrica. Indique las reacciones que ocurren en el ánodo y en el cátodo, la dirección de la migración de los electrones y de los iones, así como los signos de los electrodos.

SOLUCIÓN

Análisis Se tiene la ecuación de la reacción espontánea que se realiza en una celda voltaica y una descripción de la forma en que se construye la celda. Se nos pide escribir las semirreacciones que ocurren en el ánodo y en el cátodo, así como las direcciones de los movimientos de los electrones y de los iones y los signos de los electrodos.

Estrategia El primer paso es dividir la ecuación química en semirreacciones, de manera que puedan identificarse los procesos de oxidación y de reducción. Entonces se utilizan las definiciones de ánodo y cátodo y la otra terminología resumida en la figura 7.8.

Solución En una semirreacción, el $Cr_2O_7^{2-}(ac)$ se convierte en $Cr^{3+}(ac)$. Si se inicia con estos iones y luego se completa el balanceo de la semirreacción, resulta

$$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14\,H^+(ac) + 6\,e^- \longrightarrow 2\,Cr^{3+}(ac) + 7\,H_2O(l)$$

En la otra semirreacción, el $I^-(ac)$ se convierte en $I_2(s)$:

$$6\,I^-(ac) \longrightarrow 3\,I_2(s) + 6\,e^-$$

Ahora se puede emplear el resumen de la figura 7.8 como apoyo para describir la celda voltaica. La primera semirreacción corresponde al proceso de reducción (electrones del lado del reactivo de la ecuación). Por definición, el proceso de reducción ocurre en el cátodo. La segunda semirreacción corresponde al proceso de oxidación (los electrones del lado del producto de la ecuación), la cual se realiza en el ánodo.

Los iones I^- son la fuente de electrones y los iones $Cr_2O_7^{2-}$ aceptan electrones. Por lo tanto, los electrones fluyen a través de un circuito externo desde el electrodo sumergido en la disolución KI (el ánodo) hacia el electrodo inmerso en la disolución de $K_2Cr_2O_7-H_2SO_4$ (el cátodo). Los electrodos mismos no reaccionan de ninguna manera; simplemente conforman un medio para transferir electrones desde o hacia las disoluciones. Los cationes se mueven a través de las disoluciones hacia el cátodo y los aniones hacia el ánodo. El ánodo (desde el cual se mueven los electrones) es el electrodo negativo, y el cátodo (hacia el cual se mueven los electrones) es el electrodo positivo.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Las dos semirreacciones en una celda voltaica son

$$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2\,e^-$$

$$ClO_3^-(ac) + 6\,H^+(ac) + 6\,e^- \longrightarrow Cl^-(ac) + 3\,H_2O(l)$$

a) Indique cuál reacción se efectúa en el ánodo y cuál en el cátodo. *b*) ¿Cuál electrodo se consume en la reacción de la celda? ***c*)** ¿Cuál electrodo es positivo?

Respuestas: *a*) La primera reacción se efectúa en el ánodo y la segunda en el cátodo. *b*) El ánodo (Zn) se consume en la reacción de la celda. *c*) El cátodo es positivo

REFLEXIÓN

¿Comprendo las reacciones que ocurren en el cátodo y en el ánodo?

ACTIVIDAD

Realice los siguientes ejercicios en limpio y con respuestas razonadas.

1. Se tienen dos semirreacciones de una celda voltaica en particular:
$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^-$
$ClO^{3-}(ac) + 6\ H^+(ac) + 6e^- \longrightarrow Cl^-(ac) + 3\ H_2O(l)$
a) Indique cuál reacción se lleva a cabo en el ánodo y cuál en el cátodo.
b) ¿Qué electrodo se consume en la reacción de la celda?
c) ¿Hacia qué electrodo se dirigen los aniones?

2. *a*) ¿Cuáles son las similitudes y las diferencias entre la figura 7.5 y la figura 7.6?
b) ¿Por qué los iones Na^+ son atraídos hacia la semicelda del cátodo cuando funciona la celda voltaica que aparece en la figura 7.7?

3. *a*) ¿Cuál es la función del disco de vidrio poroso que aparece en la figura 7.6?
b) ¿Por qué los iones NO_3^- migran hacia la semicelda del ánodo al funcionar la celda voltaica mostrada en la figura 7.7?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Investigue en diversas fuentes las aplicaciones actuales de las celdas galvánicas o voltaicas. Con dicha información, genere una rueda de atributos titulada "Celdas voltaicas".

2. ¿Cómo podemos representar de manera abreviada una celda voltaica?

3. Se construye una celda voltaica similar a la que se muestra en la figura 7.7. Una semicelda consta de una tira de aluminio colocada en una disolución de $Al(NO_3)_3$ y la otra tiene una tira de níquel colocada en una disolución de $NiSO_4$. La reacción de celda general es:

$$2\ Al(s) + 3\ Ni^{2+}(ac) \longrightarrow 2\ Al^{3+}(ac) + 3\ Ni(s)$$

a) ¿Qué sustancia se oxida y cuál se reduce? *b*) Escriba las semirreacciones que ocurren en las dos semiceldas de los electrodos. *c*) ¿Cuál electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo? *d*) Indique los signos de los electrodos. *e*) ¿Los electrones fluyen del electrodo de aluminio hacia el electrodo de níquel, o desde el níquel hacia el aluminio? *f*) ¿En qué direcciones migran tanto los aniones como los cationes a través de la disolución? Suponga que el Al no está recubierto con su óxido.

4. Se construye una celda voltaica similar a la que aparece en la figura 7.7. Una semicelda consta de una tira de plata colocada en una disolución de $AgNO_3$ y la otra tiene una tira de hierro colocada en una disolución de $FeCl_2$. La reacción general de la celda es

$$Fe(s) + 2\ Ag^+(ac) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + 2\ Ag(s)$$

a) ¿Qué sustancia se oxida y cuál se reduce?
b) Escriba las semirreacciones que ocurren en las dos semiceldas de los electrodos.
c) ¿Cuál electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo?
d) Indique los signos de los electrodos.
e) ¿Fluyen los electrones del electrodo de plata hacia el electrodo de hierro o viceversa?
f) ¿En qué direcciones migran los cationes y los aniones a través de la disolución?

5. Una forma abreviada común para representar una celda voltaica es presentar sus componentes de la siguiente forma:

ánodo| disolución en el ánodo‖ disolución en el cátodo|cátodo

Una doble línea vertical representa un puente salino o una barrera porosa. Una sola línea vertical representa un cambio en fase, por ejemplo de sólido a disolución. *a*) Escriba las semirreacciones y la reacción de celda general representada por $Fe|Fe^{2+}\|Ag^+|Ag$; esquematice la celda. *b*) Escriba las semirreacciones y la reacción de celda general representada por $Zn|Zn^{2+}\|H^+|H_2$; esquematice la celda. *c*) Utilizando la notación que se acaba de describir, represente una celda basada en la siguiente reacción:

$$ClO_3^-(ac) + 3\ Cu(s) + 6\ H^+(ac) \longrightarrow Cl^-(ac) + 3\ Cu^{2+}(ac) + 3\ H_2O(l)$$

El Pt se emplea como un electrodo inerte en contacto con el ClO_3^- y el Cl^-. Esquematice la celda.

7.4 POTENCIALES DE CELDA EN CONDICIONES ESTÁNDAR

¿Por qué los electrones se transfieren espontáneamente de un átomo de Zn a un ion Cu^{2+}, ya sea de manera directa como en la figura 7.5 o a través de un circuito externo como en la figura 7.6? Para establecer una analogía, podemos comparar el flujo de electrones con el flujo de agua en una cascada (▼ **FIGURA 7.9**). El agua fluye de manera espontánea sobre la cascada debido a la diferencia en la energía potencial entre la parte superior de la cascada y el flujo de abajo. De manera similar, los electrones fluyen espontáneamente a través de un circuito externo desde el ánodo de una celda voltaica hacia el cátodo, debido a la diferencia en la energía potencial. La energía potencial de los electrones es mayor en el ánodo que en el cátodo. Así, los electrones fluyen de manera espontánea hacia el electrodo con el potencial eléctrico más positivo.

La diferencia en la energía potencial por carga eléctrica (es decir, la *diferencia de potencial*) entre dos electrodos se mide en volts. Un volt (V) es la diferencia de potencial necesaria para impartir 1 joule (J) de energía a una carga de 1 coulomb (C):

$$1\ \text{V} = 1\ \frac{\text{J}}{\text{C}}$$

Recuerde que un electrón tiene una carga de 1.60×10^{-19} C.

La diferencia de potencial entre los dos electrodos de una celda voltaica se denomina **potencial de celda**, que se representa como E_{celda}. La diferencia de potencial proporciona la fuerza impulsora que empuja a los electrones a través del circuito externo, por lo que también se le llama **fuerza electromotriz** ("que causa el movimiento de electrones") o **fem**. Debido a que E_{celda} se mide en volts, con frecuencia se suele hacer referencia a esta como el *voltaje* de la celda.

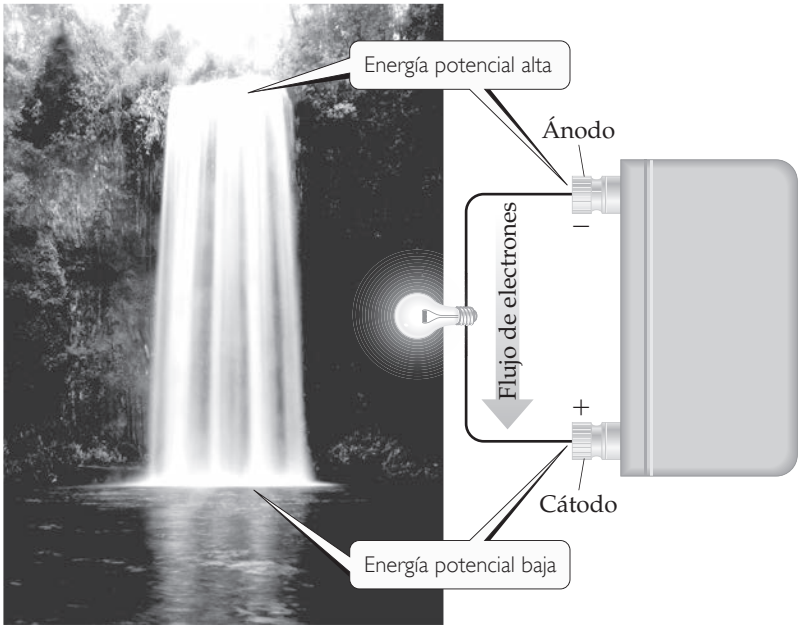
El potencial de celda de cualquier celda voltaica (cuando ocurre una transferencia de electrones espontánea) es positivo. La magnitud del potencial de celda depende de las reacciones que ocurren en el cátodo y en el ánodo, las concentraciones de los reactivos y de los productos y la temperatura, la cual se supondrá que es 25 °C, a menos que se indique algo diferente. En esta sección, el enfoque es sobre las celdas que funcionan a 25 °C en *condiciones estándar*. Si revisa la tabla 7.2, observará que las condiciones estándar incluyen concentraciones 1 *M* para los reactivos y los productos en disolución, y 1 atm de presión para aquellos que son gases. En condiciones estándar, el potencial de celda se denomina **potencial estándar de celda** o **fem estándar** y se designa como E°_{celda}. Por ejemplo, para la celda voltaica Zn-Cu de la figura 7.7, el potencial estándar de celda a 25 °C es +1.10 V:

$$\text{Zn}(s) + \text{Cu}^{2+}(ac, 1\ M) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(ac, 1\ M) + \text{Cu}(s) \quad E^\circ_{\text{celda}} = +1.10\ \text{V}$$

Recuerde que el superíndice ° indica condiciones de estado estándar.

TABLA 7.2 • Convenciones utilizadas para establecer las energías libres estándar

Estado de la materia	Estado estándar
Sólido	Sólido puro
Líquido	Líquido puro
Gas	1 atm de presión
Disolución	Concentración 1 *M*
Elemento	$\Delta G_f^\circ = 0$ para un elemento en el estado estándar



► **FIGURA 7.9** **Analogía del agua en una caída con el flujo de electrones en una celda.**

PIÉNSELO UN POCO

Si el potencial estándar de celda es $E^\circ_{celda} = +0.85$ V a 25 °C, ¿la reacción rédox de la celda es espontánea?

Potenciales estándar de reducción

El potencial estándar de celda de una celda voltaica, E°_{celda}, depende de las semiceldas del cátodo y del ánodo implicadas. En principio, se podrían tabular los potenciales estándar de celda para todas las combinaciones posibles de cátodo/ánodo. Sin embargo, no es necesario llevar a cabo esta ardua tarea. En vez de ello, se puede asignar un potencial estándar a cada semicelda y luego utilizar los potenciales de semicelda para determinar E°_{celda}. El potencial de celda es la diferencia entre dos potenciales de semicelda. Por convenio, el potencial asociado con cada electrodo se elige para ser el potencial de *reducción* en ese electrodo. Así, se tabulan los potenciales estándar de semicelda para las reacciones de reducción, lo cual significa que estos son **potenciales estándar de reducción**, denotados como E°_{red}. El potencial estándar de celda, E°_{celda}, es el potencial estándar de reducción de la reacción del cátodo, E°_{red} (cátodo), *menos* el potencial estándar de reducción de la reacción del ánodo, E°_{red} (ánodo):

$$E^\circ_{celda} = E^\circ_{red}\,(\text{cátodo}) - E^\circ_{red}\,(\text{ánodo}) \qquad [7.11]$$

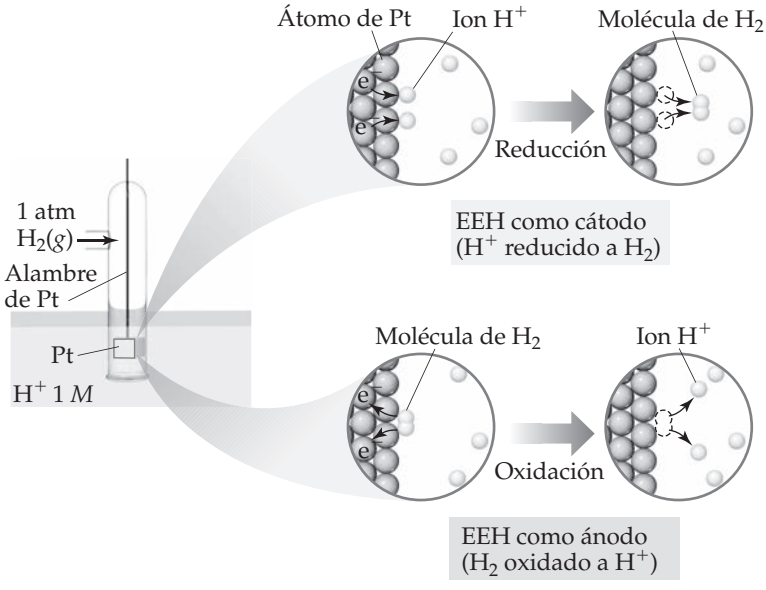
No es posible medir directamente el potencial estándar de reducción de una semirreacción. Sin embargo, si se asigna un potencial estándar de reducción a una cierta semirreacción de referencia, entonces se podrá determinar los potenciales estándar de reducción de otras semirreacciones con respecto a ese valor de referencia. La semirreacción de referencia es la reducción de $H^+(ac)$ a $H_2(g)$ en condiciones estándar, a la cual se le asigna un potencial estándar de reducción de exactamente 0 V:

$$2\,H^+(ac, 1\,M) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g, 1\text{ atm}) \quad E^\circ_{red} = 0\text{ V} \qquad [7.12]$$

Un electrodo diseñado para producir esta semirreacción se denomina **electrodo estándar de hidrógeno** (EEH). Un EEH está compuesto por un alambre de platino conectado a una pieza de laminilla de platino cubierta de platino finamente dividido, que sirve como una superficie inerte para la reacción (▼ **FIGURA 7.10**). El EEH permite que el platino esté en contacto con $H^+(ac)$ 1 *M* y una corriente de gas hidrógeno a 1 atm. El EEH puede operar como el ánodo o el cátodo de una celda, dependiendo de la naturaleza del otro electrodo.

La ► **FIGURA 7.11** muestra una celda voltaica que utiliza un EEH. La reacción espontánea es la mostrada en la figura 7.1, es decir, la oxidación del Zn y la reducción de H^+:

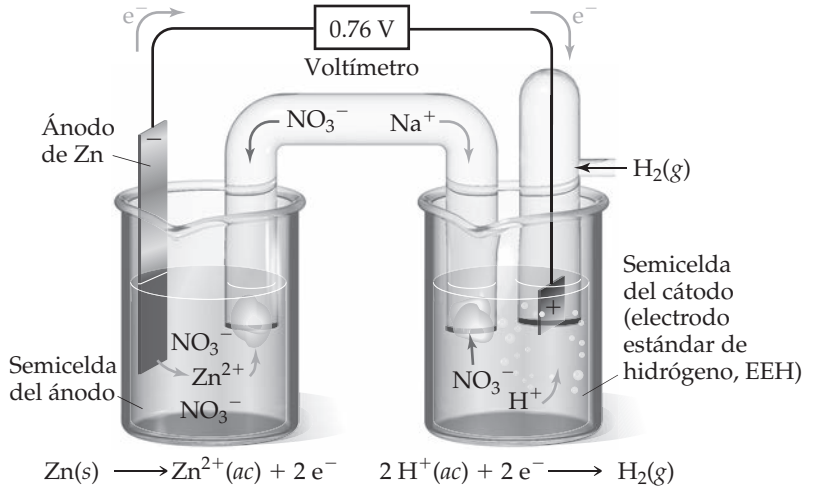
$$Zn(s) + 2\,H^+(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + H_2(g)$$



◄ **FIGURA 7.10** **El electrodo estándar de hidrógeno (EEH) se utiliza como electrodo de referencia.**

IMAGINE

¿Por qué el Na^+ migra al cátodo de la semicelda conforme procede la reacción de celda?



► **FIGURA 7.11 Celda voltaica que utiliza un electrodo estándar de hidrógeno (EEH).** La semicelda del ánodo es Zn metálico en una disolución de $Zn(NO_3)_2$(*ac*) y la semicelda del cátodo es el EEH en una disolución de HNO_3(*ac*).

Cuando la celda se opera en condiciones estándar, el potencial de celda es +0.76 V. Mediante el potencial estándar de celda ($E°_{celda} = 0.76$ V), el potencial estándar de reducción definido para H^+ ($E°_{red} = 0$ V) y la ecuación 7.11, puede determinarse el potencial estándar de reducción para la semirreacción Zn^{2+}/Zn:

$$E°_{celda} = E°_{red}\,(\text{cátodo}) - E°_{red}\,(\text{ánodo})$$

$$+0.76\text{ V} = 0\text{ V} - E°_{red}\,(\text{ánodo})$$

$$E°_{red}\,(\text{ánodo}) = -0.76\text{ V}$$

Así, un potencial estándar de reducción de −0.76 V puede asignarse a la reducción del Zn^{2+} a Zn:

$$Zn^{2+}(ac, 1\,M) + 2\,e^- \longrightarrow Zn(s) \qquad E°_{red} = -0.76\text{ V}$$

La reacción se escribe como una reducción, aunque la reacción del Zn en la figura 7.11 es una oxidación. *Cada vez que se asigna un potencial eléctrico a una semirreacción, la reacción se escribe como una reducción*. Sin embargo, las semirreacciones son reversibles, siendo posible operar como reducciones u oxidaciones. En consecuencia, algunas veces las semirreacciones se escriben empleando dos flechas ($\rightleftharpoons$) entre los reactivos y los productos, como en las reacciones en equilibrio.

Los potenciales estándar de reducción para otras semirreacciones se pueden determinar en forma análoga a la utilizada para la semirreacción Zn^{2+}/Zn. La ► **TABLA 7.3** muestra algunos potenciales estándar de reducción; en el apéndice E aparece una lista más completa. Estos potenciales estándar de reducción, con frecuencia llamados *potenciales de semicelda*, se pueden combinar para calcular los valores $E°_{celda}$ para una gran variedad de celdas voltaicas.

PIÉNSELO UN POCO

En la semirreacción $Cl_2(g) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Cl^-(ac)$, ¿cuáles son las condiciones estándar para el reactivo y el producto?

Debido a que el potencial eléctrico mide la energía potencial por carga eléctrica, los potenciales estándar de reducción son propiedades intensivas. En otras palabras, si se incrementa la cantidad de sustancias en una reacción rédox, aumentan tanto la energía como las cargas implicadas, pero la razón de la energía (joules) a la carga eléctrica (coulombs) permanece constante (V = J/C). Así, *cambiar el coeficiente estequiométrico en una semirreacción no afecta el valor del potencial estándar de reducción*. Por ejemplo, $E°_{red}$ para la reducción de 10 moles de Zn^{2+} es la misma que para la reducción de 1 mol de Zn^{2+}.

$$10\,Zn^{2+}(ac, 1\,M) + 20\,e^- \longrightarrow 10\,Zn(s) \quad E°_{red} = -0.76\text{ V}$$

TABLA 7.3 • Potenciales estándar de reducción en agua a 25 °C

$E°_{red}$ (V)	Semirreacción de reducción
+2.87	$F_2(g) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,F^-(ac)$
+1.51	$MnO_4^-(ac) + 8\,H^+(ac) + 5\,e^- \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4\,H_2O(l)$
+1.36	$Cl_2(g) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Cl^-(ac)$
+1.33	$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14\,H^+(ac) + 6\,e^- \longrightarrow 2\,Cr^{3+}(ac) + 7\,H_2O(l)$
+1.23	$O_2(g) + 4\,H^+(ac) + 4\,e^- \longrightarrow 2\,H_2O(l)$
+1.06	$Br_2(l) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Br^-(ac)$
+0.96	$NO_3^-(ac) + 4\,H^+(ac) + 3\,e^- \longrightarrow NO(g) + 2\,H_2O(l)$
+0.80	$Ag^+(ac) + e^- \longrightarrow Ag(s)$
+0.77	$Fe^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(ac)$
+0.68	$O_2(g) + 2\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow H_2O_2(ac)$
+0.59	$MnO_4^-(ac) + 2\,H_2O(l) + 3\,e^- \longrightarrow MnO_2(s) + 4\,OH^-(ac)$
+0.54	$I_2(s) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,I^-(ac)$
+0.40	$O_2(g) + 2\,H_2O(l) + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-(ac)$
+0.34	$Cu^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$
0 [definido]	$2\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g)$
−0.28	$Ni^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Ni(s)$
−0.44	$Fe^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Fe(s)$
−0.76	$Zn^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Zn(s)$
−0.83	$2\,H_2O(l) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g) + 2\,OH^-(ac)$
−1.66	$Al^{3+}(ac) + 3\,e^- \longrightarrow Al(s)$
−2.71	$Na^+(ac) + e^- \longrightarrow Na(s)$
−3.05	$Li^+(ac) + e^- \longrightarrow Li(s)$

EJERCICIO RESUELTO 7.6 Cálculo de $E°_{red}$ de $E°_{celda}$

Para la celda voltaica Zn-Cu^{2+} que se muestra en la figura 7.7, se tiene

$$Zn(s) + Cu^{2+}(ac, 1\,M) \longrightarrow Zn^{2+}(ac, 1\,M) + Cu(s) \quad E°_{celda} = 1.10\ V$$

Dado que el potencial estándar de reducción de Zn^{2+} a Zn(*s*) es −0.76 V, calcule el $E°_{red}$ para la reducción de Cu^{2+} a Cu:

$$Cu^{2+}(ac, 1\,M) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$$

SOLUCIÓN

Análisis Se dan $E°_{celda}$ y $E°_{red}$ para el Zn^{2+} y se pide calcular $E°_{red}$ para el Cu^{2+}.

Estrategia En la celda voltaica, el Zn se oxida y, por lo tanto, es el ánodo. De esta manera, el valor $E°_{red}$ dado para Zn^{2+} es $E°_{red}$ (ánodo). Debido a que el Cu^{2+} se reduce, está en la semicelda del cátodo. Así, el potencial de reducción desconocido para el Cu^{2+} es $E°_{red}$ (cátodo). Si se conocen $E°_{celda}$ y $E°_{red}$ (ánodo), se utiliza la ecuación 7.11 para despejar $E°_{red}$ (cátodo).

Solución

$$E°_{celda} = E°_{red}\,(\text{cátodo}) - E°_{red}\,(\text{ánodo})$$

$$1.10\ V = E°_{red}\,(\text{cátodo}) - (-0.76\ V)$$

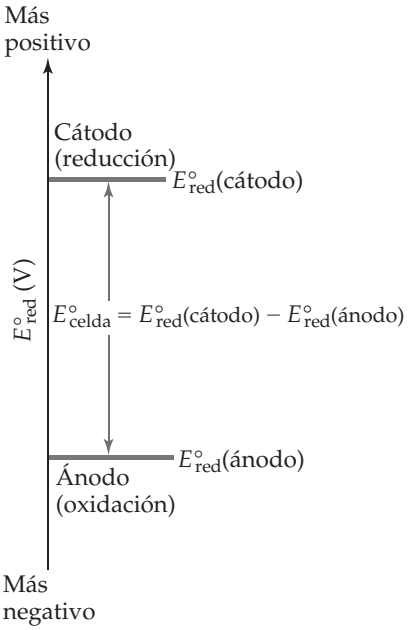
$$E°_{red}\,(\text{cátodo}) = 1.10\ V - 0.76\ V = 0.34\ V$$

Comprobación Este potencial estándar de reducción concuerda con el que se muestra en la tabla 7.3.

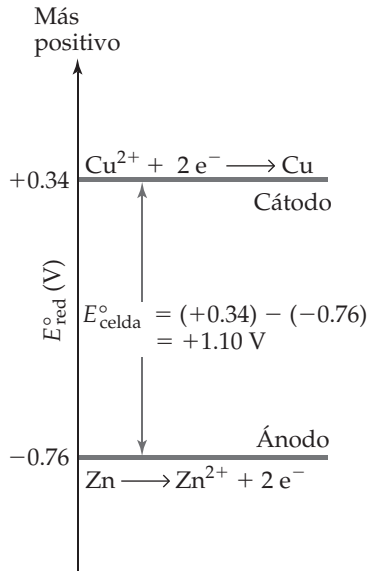
Comentario: El potencial estándar de reducción para el Cu^{2+} se representa como $E°_{Cu^{2+}} = 0.34$ V y el de Zn^{2+} como $E°_{Zn^{2+}} = -0.76$ V. El subíndice identifica el ion que se reduce en la semirreacción de reducción.

IMAGINE

Dados los valores E°_{red} para los dos electrodos en una celda voltaica estándar, ¿cómo se determina cuál electrodo es el cátodo?



▲ **FIGURA 7.12** **Representación gráfica del potencial estándar de celda de una celda voltaica.**



▲ **FIGURA 7.13** **Potenciales de semicelda y potencial estándar de celda para la celda voltaica Zn-Cu.**

EJERCICIO DE PRÁCTICA

El potencial estándar de celda es 1.46 V para una celda voltaica con base en las siguientes semirreacciones:

$$In^+(ac) \longrightarrow In^{3+}(ac) + 2\,e^-$$
$$Br_2(l) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Br^-(ac)$$

Utilizando los datos de la tabla 7.3, calcule E°_{red} para la reducción de In^{3+} a In^+.

Respuesta: −0.40 V

EJERCICIO RESUELTO 7.7 Cálculo de E°_{celda} a partir de E°_{red}

Con base en la tabla 7.3, calcule E°_{celda} para la celda voltaica descrita en el ejercicio resuelto 7.5, el cual se basa en la reacción

$$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14\,H^+(ac) + 6\,I^-(ac) \longrightarrow 2\,Cr^{3+}(ac) + 3\,I_2(s) + 7\,H_2O(l)$$

SOLUCIÓN

Análisis Se tiene la ecuación para una reacción rédox y se pide utilizar los datos en la tabla 7.3 para calcular el potencial estándar de celda para la celda voltaica asociada.

Estrategia El primer paso es identificar las semirreacciones que ocurren en el cátodo y en el ánodo, lo que se hizo en el ejercicio resuelto 7.5. Entonces se utiliza la tabla 7.3 y la ecuación 7.11 para calcular el potencial estándar de celda.

Solución Las semirreacciones son

Cátodo: $Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14\,H^+(ac) + 6\,e^- \longrightarrow 2\,Cr^{3+}(ac) + 7\,H_2O(l)$

Ánodo: $6\,I^-(ac) \longrightarrow 3\,I_2(s) + 6\,e^-$

De acuerdo con la tabla 7.3, el potencial estándar de reducción para la reducción de $Cr_2O_7^{2-}$ a Cr^{3+} es +1.33 V, y el potencial estándar de reducción para la reducción de I_2 a I^- (la inversa de la semirreacción de oxidación) es +0.54 V. Entonces se emplean estos valores en la ecuación 7.11:

$$E^\circ_{celda} = E^\circ_{red}\,(\text{cátodo}) - E^\circ_{red}\,(\text{ánodo}) = 1.33\text{ V} - 0.54\text{ V} = 0.79\text{ V}$$

Aunque debe multiplicarse por 3 la semirreacción del yoduro para obtener una ecuación balanceada, el valor de E°_{red} *no* se multiplica por 3. Como se ha observado, el potencial estándar de reducción es una propiedad intensiva, de manera que es independiente de los coeficientes estequiométricos.

Comprobación El potencial de celda, 0.79 V, es un número positivo. Como ya se mencionó, una celda voltaica debe tener un potencial de celda positivo.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Mediante los datos de la tabla 7.3, calcule la fem estándar para una celda que utiliza la siguiente reacción de celda general $2\,Al(s) + 3\,I_2(s) \longrightarrow 2\,Al^{3+}(ac) + 6\,I^-(ac)$.

Respuesta: 0.54 V − (−1.66 V) = 2.20 V

Para cada semicelda en una celda voltaica, el potencial estándar de reducción proporciona una medida de la tendencia para que ocurra la reducción. *Cuanto más positivo sea el valor de E°_{red}, más grande será la tendencia para la reducción en condiciones estándar.* En cualquier celda voltaica que funciona en condiciones estándar, la reacción en el cátodo tiene un valor de E°_{red} más positivo que el de la reacción en el ánodo. Así, los electrones fluyen espontáneamente a través del circuito externo desde el electrodo con el valor más negativo de E°_{red} hacia el electrodo con el valor más positivo de E°_{red}.

En la ◀ **FIGURA 7.12** se ilustra el hecho de que el potencial estándar de celda es la diferencia entre los potenciales estándar de reducción del cátodo y el ánodo. El valor más positivo de E°_{red} identifica el cátodo, y la diferencia entre los dos potenciales estándar de reducción es el potencial estándar de celda. La ◀ **FIGURA 7.13** muestra los valores de E°_{red} para las dos semirreacciones en la celda voltaica Zn-Cu de la figura 7.7.

EJERCICIO RESUELTO 7.8 **Determinación de semirreacciones en los electrodos y cálculo de los potenciales de celda**

Una celda voltaica se basa en las dos semirreacciones estándar:

$$Cd^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Cd(s)$$

$$Sn^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Sn(s)$$

Utilice los datos del apéndice E para determinar *a*) cuál semirreacción ocurre en el cátodo y cuál en el ánodo, y *b*) el potencial estándar de celda.

SOLUCIÓN

Análisis Es necesario revisar E°_{red} para las dos semirreacciones. Entonces se utilizan estos valores, primero para predecir el cátodo y el ánodo, y luego calcular el potencial estándar de celda, E°_{red}.

Estrategia El cátodo tendrá la reducción con el valor E°_{red} más positivo, y el ánodo tendrá el valor E°_{red} menos positivo. Para escribir la semirreacción en el ánodo, se invierte la semirreacción escrita para la reducción, de manera que la semirreacción quede escrita como una oxidación.

Solución

a) De acuerdo con el apéndice E, $E^\circ_{red}(Cd^{2+}/Cd) = -0.403$ V y $E^\circ_{red}(Sn^{2+}/Sn) = -0.136$ V. El potencial estándar de reducción para el Sn^{2+} es más positivo (menos negativo) que para el Cd^{2+}. Así que, la reducción de Sn^{2+} es la reacción que ocurre en el cátodo:

Cátodo: $Sn^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Sn(s)$

Por lo tanto, la reacción del ánodo es la pérdida de electrones por el Cd:

Ánodo: $Cd(s) \longrightarrow Cd^{2+}(ac) + 2\,e^-$

b) El potencial de celda está dado por la diferencia en los potenciales estándar de reducción en el cátodo y en el ánodo (ecuación 7.11):

$$E^\circ_{celda} = E^\circ_{red}\,(\text{cátodo}) - E^\circ_{red}\,(\text{ánodo}) = (-0.136\text{ V}) - (-0.403\text{ V}) = 0.267\text{ V}$$

Observe que no es importante que los valores de E°_{red} de ambas semirreacciones sean negativos; los valores negativos simplemente indican la manera en que estas reducciones se comparan con la reacción de referencia, la reducción de $H^+(ac)$.

Comprobación: El potencial de celda es positivo, como debe ser para una celda voltaica.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Una celda voltaica se basa en una semicelda de Co^{2+}/Co y una semicelda de AgCl/Ag. *a*) ¿Cuál es la semirreacción que ocurre en al ánodo? *b*) ¿Cuál es el potencial estándar de celda?

Respuestas: *a*) $Co \longrightarrow Co^{2+} + 2\,e^-$; *b*) +0.499 V

Poder de los agentes oxidantes y reductores

La tabla 7.3 lista las semirreacciones en orden decreciente en la tendencia para experimentar reducción. Por ejemplo, F_2 se localiza en la parte superior de la tabla, teniendo el valor más positivo para E°_{red}. Así, F_2 en la tabla 7.3 es la especie más fácil de reducir y, por lo tanto, es el agente oxidante más poderoso de la lista.

Entre los agentes oxidantes utilizados con más frecuencia están los halógenos, el O_2 y los oxianiones como MnO_4^-, $Cr_2O_7^{2-}$ y NO_3^-, cuyos átomos centrales tienen estados de oxidación altamente positivos. De acuerdo con la tabla 7.3, todas estas especies tienen grandes valores positivos E°_{red} y, por lo tanto, experimentan reducción con facilidad.

Cuanto más baja sea la tendencia de que ocurra una semirreacción en una dirección, más grande es la tendencia para que ocurra en la dirección opuesta. Así, *la semirreacción con el potencial de reducción más negativo en la tabla 7.3 es el más fácil de invertir como una oxidación*. Estando al final de la tabla 7.3, el $Li^+(ac)$ es la especie más difícil de reducir en esa lista y, por lo tanto, es el agente oxidante menos poderoso. No obstante que el $Li^+(ac)$ tiene poca tendencia a ganar electrones, la reacción inversa, la oxidación de $Li(s)$ a $Li^+(ac)$, es una reacción altamente favorable. Así, el Li es el agente reductor más poderoso entre las sustancias de la tabla 7.3. (Observe que, debido a que la tabla 7.3 muestra semirreacciones como reducciones, solo las sustancias del lado del reactivo de las ecuaciones pueden actuar

como agentes oxidantes; solamente aquellas del lado de los productos pueden actuar como agentes reductores).

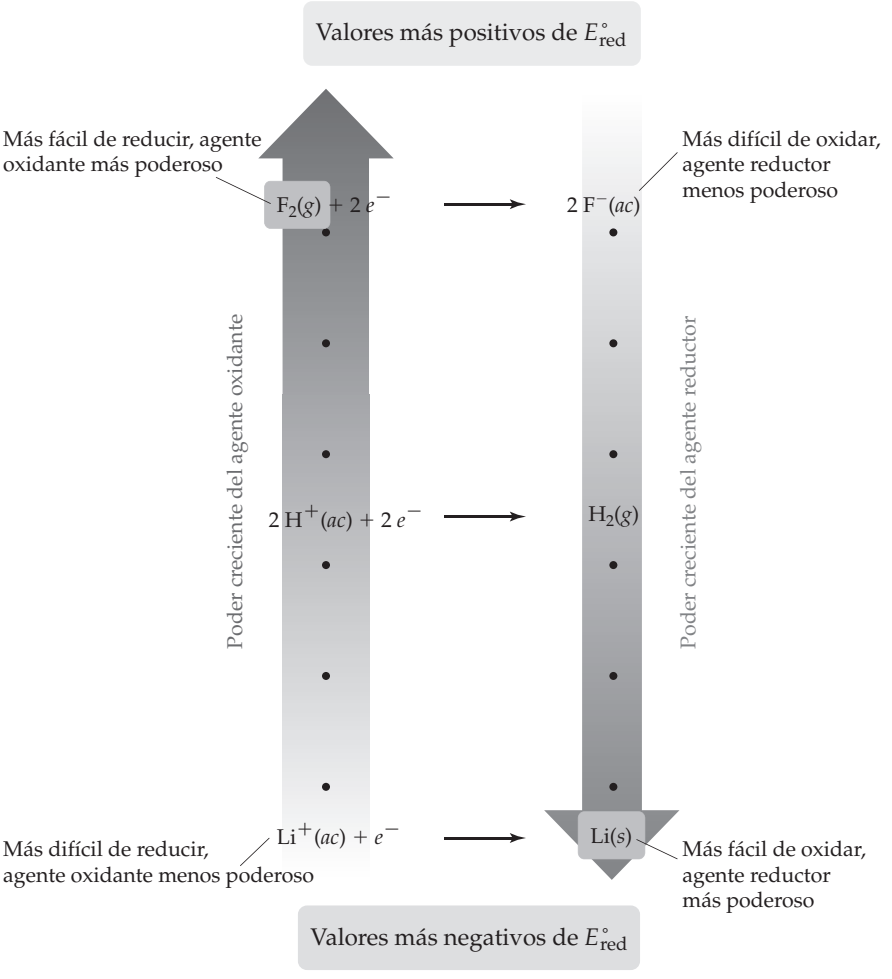
Entre los agentes reductores que se utilizan con más frecuencia se encuentran el H_2 y los metales activos, como los metales alcalinos y los alcalinotérreos. Otros metales cuyos cationes tienen valores de E°_{red} negativos, Zn y Fe, por ejemplo, se utilizan como agentes reductores. Las disoluciones de los agentes reductores son difíciles de almacenar por grandes periodos debido a la presencia ubicua de O_2, un buen agente oxidante.

La información contenida en la tabla 7.3 está resumida gráficamente en la ▼ **FIGURA 7.14**. Los reactivos en las semirreacciones en la parte superior de la tabla 7.3 se reducen con mayor facilidad y, por lo tanto, son los agentes oxidantes más poderosos. Así, la figura 7.14 muestra a $F_2(g)$ como el más poderoso agente oxidante (la posición arriba de la flecha ascendente). Los productos en las semirreacciones en la parte superior de la tabla 7.3 son los más difíciles de oxidar y son, en consecuencia, los agentes reductores menos poderosos en la tabla. Los reactivos en las semirreacciones al final de la tabla 7.3 son los más difíciles de reducir, por lo que son los agentes oxidantes más débiles. Los productos en las semirreacciones en la parte inferior de la tabla 7.3 son los más fáciles de oxidar y son los agentes reductores más poderosos.

La relación inversa entre el poder oxidante y reductor es similar a la relación inversa entre la fuerza de los ácidos y las bases conjugados.

IMAGINE

¿Por qué es fácil reducir un agente oxidante poderoso?



► **FIGURA 7.14 Poder relativo de los agentes oxidantes y reductores.** Los potenciales estándar de reducción de la tabla 7.3 están relacionados con la capacidad de las sustancias para actuar como agentes oxidantes o reductores. Las especies al lado izquierdo de las semirreacciones pueden actuar como agentes oxidantes, y aquellas del lado derecho, como agentes reductores.

EJERCICIO RESUELTO 7.9 Determinación del poder relativo de los agentes oxidantes

Empleando la tabla 7.3, clasifique los siguientes iones como agentes oxidantes en orden de poder creciente: $NO_3^-(ac)$, $Ag^+(ac)$, $Cr_2O_7^{2-}(ac)$.

SOLUCIÓN

Análisis Se tienen varios iones y se pide clasificar sus capacidades para actuar como agentes oxidantes.

Estrategia Cuanto más fácil se reduce un ion (más positivo es el valor de E°_{red}), más poderoso es como agente oxidante.

Solución De la tabla 7.3 se tiene que

$$NO_3^-(ac) + 4\,H^+(ac) + 3\,e^- \longrightarrow NO(g) + 2\,H_2O(l) \qquad E^\circ_{red} = +0.96\ V$$

$$Ag^+(ac) + e^- \longrightarrow Ag(s) \qquad E^\circ_{red} = +0.80\ V$$

$$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14\,H^+(ac) + 6\,e^- \longrightarrow 2\,Cr^{3+}(ac) + 7\,H_2O(l) \qquad E^\circ_{red} = +1.33\ V$$

Debido a que el potencial estándar de reducción de $Cr_2O_7^{2-}$ es el más positivo, el $Cr_2O_7^{2-}$ es el agente oxidante más poderoso de los tres. El orden de clasificación es $Ag^+ < NO_3^- < Cr_2O_7^{2-}$.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Con la tabla 7.3, clasifique las siguientes especies en orden del agente reductor más poderoso al menos poderoso: $I^-(ac)$, $Fe(s)$, $Al(s)$.

Respuesta: $Al(s) > Fe(s) > I^-(ac)$

REFLEXIÓN

¿Comprendo el concepto de potencial de celda en condiciones estándar?

ACTIVIDAD

1. *a*) ¿Qué significa el término *fuerza electromotriz*? *b*) ¿Cuál es la definición del término *volt*? *c*) ¿Qué significa el término *potencial de celda*?
2. *a*) ¿Cuál electrodo de una celda voltaica, el cátodo o el ánodo, corresponde a una energía potencial mayor para los electrones? *b*) ¿Cuáles son las unidades del potencial eléctrico? ¿Cómo se relaciona esta unidad con la energía expresada en joules? *c*) ¿Qué hay de especial respecto al potencial *estándar* de celda
3. *a*) ¿Qué es un *potencial estándar de reducción*? *b*) ¿Cuál es el potencial estándar de reducción de un electrodo de hidrógeno estándar?
4. *a*) ¿Por qué es imposible medir el potencial estándar de reducción de una semirreacción individual? *b*) Describa la manera en que es posible determinar el potencial estándar de reducción de una semirreacción.
5. Con la información generada en las tres primeras preguntas, elabore un mapa conceptual, agregando la información que sea necesaria para que quede debidamente estructurado.
6. *a*) Escriba la semirreacción que ocurre en un electrodo de hidrógeno en una disolución ácida acuosa cuando actúa como el cátodo de una celda voltaica. *b*) ¿Cuál es el *estándar* respecto al electrodo de hidrógeno estándar? *c*) ¿Cuál es la función de la laminilla de platino en un electrodo de hidrógeno estándar?
7. Una celda voltaica que utiliza la reacción
   $$PdCl_4^{2-}(ac) + Cd(s) \longrightarrow Pd(s) + 4\,Cl^-(ac) + Cd^{2+}(ac)$$
   tiene un potencial estándar de celda medido de +1.03 V. *a*) Escriba las dos semirreacciones. *b*) Con los datos del apéndice E, determine E°_{red} para la reacción implicando a Pd. *c*) Esquematice la celda voltaica, indique el ánodo y el cátodo y la dirección del flujo de electrones.
8. Con los potenciales estándar de reducción (apéndice E), calcule la fem estándar para cada una de las siguientes reacciones:
   a) $Cl_2(g) + 2\,I^-(ac) \longrightarrow 2\,Cl^-(ac) + I_2(s)$
   b) $Ni(s) + 2\,Ce^{4+}(ac) \longrightarrow Ni^{2+}(ac) + 2\,Ce^{3+}(ac)$
   c) $Fe(s) + 2\,Fe^{3+}(ac) \longrightarrow 3\,Fe^{2+}(ac)$
   d) $2\,NO_3^-(ac) + 8\,H^+(ac) + 3\,Cu(s) \longrightarrow 2\,NO(g) + 4\,H_2O(l) + 3\,Cu^{2+}(ac)$

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Con base en las actividades previas, resuelva los siguientes ejercicios, con limpieza y sin omitir operaciones.

1. *a*) Escriba una semirreacción que ocurre en un electrodo de hidrógeno en una disolución ácida acuosa cuando actúa como el ánodo de una celda voltaica. *b*) El electrodo de platino en un electrodo de hidrógeno estándar está especialmente preparado para tener un área superficial grande. ¿Por qué es esto tan importante? *c*) Esquematice el electrodo de hidrógeno estándar.
2. Una celda voltaica que utiliza la reacción
$$Tl^{3+}(ac) + 2\ Cr^{2+}(ac) \longrightarrow Tl^{+}(ac) + 2\ Cr^{3+}(ac)$$
tiene un potencial estándar de celda medido de +1.19 V. *a*) Escriba las dos semirreacciones. *b*) Mediante los datos del apéndice E, determine E°_{red} para la reducción de $Tl^{3+}(ac)$ a $Tl^{+}(ac)$. *c*) Esquematice la celda voltaica, señale el ánodo y el cátodo e indique la dirección del flujo de electrones.
3. Con los datos del apéndice E, calcule la fem estándar de cada una de las siguientes reacciones:
a) $H_2(g) + F_2(g) \longrightarrow 2\ H^{+}(ac) + 2\ F^{-}(ac)$
b) $Cu^{2+}(ac) + Ca(s) \longrightarrow Cu(s) + Ca^{2+}(ac)$
c) $3\ Fe^{2+}(ac) \longrightarrow Fe(s) + 2\ Fe^{3+}(ac)$
d) $2\ ClO_3^{-}(ac) + 10\ Br^{-}(ac) + 12\ H^{+}(ac) \longrightarrow Cl_2(g) + 5\ Br_2(l) + 6\ H_2O(l)$
4. En el apéndice E aparecen los potenciales estándar de reducción de las siguientes semirreacciones:
$Ag^{+}(ac) + e^{-} \longrightarrow Ag(s)$
$Cu^{2+}(ac) + 2\ e^{-} \longrightarrow Cu(s)$
$Ni^{2+}(ac) + 2\ e^{-} \longrightarrow Ni(s)$
$Cr^{3+}(ac) + 3\ e^{-} \longrightarrow Cr(s)$
a) Determine qué combinación de estas reacciones de semicelda origina la reacción de celda con el potencial de celda más positivo y calcule este valor. *b*) Determine qué combinación de estas reacciones de semicelda conduce a la reacción de celda con el potencial de celda menos positivo y calcule el valor.
5. Dadas las siguientes semirreacciones y los potenciales estándar de reducción asociados:
$AuBr_4^{-}(ac) + 3e^{-} \longrightarrow Au(s) + 4\ Br^{-}(ac)$ $E^{\circ}_{red} = -0.858$ V
$Eu^{3+}(ac) + e^{-} \longrightarrow Eu^{2+}(ac)$ $E^{\circ}_{red} = -0.43$ V
$IO^{-}(ac) + H_2O(l) + 2\ e^{-} \longrightarrow I^{-}(ac) + 2\ OH^{-}(ac)$ $E^{\circ}_{red} = +0.49$ V
a) Escriba la ecuación para la combinación de estas reacciones de semicelda que originan la fem de celda positiva más grande y calcule su valor. *b*) Escriba la ecuación para la combinación de las reacciones de semicelda que originan la fem de celda positiva más pequeña y calcule su valor.
6. Una disolución de $Cu(NO_3)_2$ 1 *M* se coloca en un vaso de precipitados con una tira de metal Cu. Una disolución de $SnSO_4$ 1 *M* se coloca en un segundo vaso con una tira de metal Sn. Se coloca un puente salino entre los dos vasos y, mediante alambres, se conectan los dos electrodos metálicos a un voltímetro. *a*) ¿Cuál electrodo actúa como el ánodo y cuál como el cátodo? *b*) ¿Cuál electrodo gana masa y cuál pierde masa al realizarse la reacción de celda? *c*) Escriba la ecuación para la reacción de celda general. *d*) ¿Cuál es la fem generada por la celda en condiciones estándar?
7. Utilice los datos del apéndice E para elegir, de cada uno de los siguientes pares de sustancias, el que tiene el agente oxidante más poderoso:
a) $Cl_2(g)$ o $Br_2(l)$
b) $Zn^{2+}(ac)$ o $Cd^{2+}(ac)$
c) $Cl^{-}(ac)$ o $ClO_3^{-}(ac)$
d) $H_2O_2(ac)$ u $O_3(g)$
8. Con base en los datos del apéndice E, determine si cada una de las siguientes sustancias es más probable que funcione como un oxidante o un reductor:
a) $Cl_2(g)$, *b*) MnO_4^{-} (*ac*, disolución ácida), *c*) Ba(*s*), *d*) Zn(*s*).
9. ¿Cada una de las siguientes sustancias podría funcionar como un oxidante o un reductor?: *a*) $Ce^{3+}(ac)$, *b*) Ca(*s*), *c*) $ClO_3^{-}(ac)$, *d*) $N_2O_5(g)$
10. *a*) Suponiendo condiciones estándar, clasifique las siguientes sustancias en orden de poder creciente como agentes oxidantes en una disolución ácida: $Cr_2O_7^{2-}$, H_2O_2, Cu^{2+}, Cl_2, O_2. *b*) Clasifique las siguientes sustancias en orden de poder creciente como agentes reductores en una disolución ácida: Zn, I^{-}, Sn^{2+}, H_2O_2, Al.

7.5 RELACIÓN ENTRE ENERGÍA LIBRE Y REACCIONES RÉDOX

Se ha observado que las celdas voltaicas utilizan reacciones rédox espontáneas para producir un potencial de celda positivo. Este hecho, junto con los potenciales de semicelda, ayuda a determinar si una reacción rédox dada es espontánea. Al hacerlo, es útil formular la ecuación 7.11 de manera más general, de tal manera que se pueda aplicar a reacciones rédox generales y no solo a reacciones en celdas voltaicas:

$$E^\circ = E^\circ_{red}\,(\text{proceso de reducción}) - E^\circ_{red}\,(\text{proceso de oxidación}) \qquad [7.13]$$

Al modificar la ecuación en esta forma, se elimina el subíndice "celda" para indicar que la fem calculada no necesariamente hace referencia a una celda voltaica. Además, se generalizaron los potenciales estándar de reducción mediante el uso de los términos generales *reducción* y *oxidación* en lugar de los términos específicos a celdas voltaicas, *cátodo* y *ánodo*. Ahora es posible establecer una afirmación general con respecto a la espontaneidad de una reacción y su fem asociada, E: *un valor positivo de E indica un proceso espontáneo; un valor negativo de E indica un proceso no espontáneo*. Se utilizará E para representar la fem en condiciones no estándar y E° para indicar la fem estándar.

EJERCICIO RESUELTO 7.10 Determinación de espontaneidad

Utilice la tabla 7.3 para determinar si las siguientes reacciones son espontáneas en condiciones estándar.

a) $Cu(s) + 2\,H^+(ac) \longrightarrow Cu^{2+}(ac) + H_2(g)$
b) $Cl_2(g) + 2\,I^-(ac) \longrightarrow 2\,Cl^-(ac) + I_2(s)$

SOLUCIÓN

Análisis Se tienen dos reacciones y se debe determinar si son espontáneas.

Estrategia Para determinar si una reacción rédox es espontánea en condiciones estándar, primero es necesario escribir sus semirreacciones de reducción y oxidación. Entonces se emplean los potenciales estándar de reducción y la ecuación 7.13 para calcular la fem estándar, E°, para la reacción. Si una reacción es espontánea, su fem estándar debe ser un número positivo.

Solución

a) Para la oxidación de Cu a Cu^{2+} y para la reducción de H^+ a H_2, las semirreacciones y los potenciales estándar de reducción son

Reducción: $2\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g)$ $\quad E^\circ_{red} = 0\ V$
Oxidación: $Cu(s) \longrightarrow Cu^{2+}(ac) + 2\,e^-$ $\quad E^\circ_{red} = +0.34\ V$

Observe que en la oxidación se utiliza el potencial estándar de reducción de la tabla 7.3 para la reducción de Cu^{2+} a Cu. Ahora se calcula E° mediante la ecuación 7.13:

$$E^\circ = E^\circ_{red}\,(\text{proceso de reducción}) - E^\circ_{red}\,(\text{proceso de oxidación})$$
$$= (0\ V) - (0.34\ V) = -0.34\ V$$

Debido a que E° es negativo, la reacción no es espontánea en la dirección en la que está escrita. El cobre metálico no reacciona con los ácidos de esta manera. Sin embargo, la reacción inversa *es* espontánea y tiene un E° positivo:

$$Cu^{2+}(ac) + H_2(g) \longrightarrow Cu(s) + 2\,H^+(ac) \quad E^\circ = +0.34\ V$$

Así, el Cu^{2+} se puede reducir mediante el H_2.

b) Se siguen los procesos análogos en *a*):

Reducción: $Cl_2(g) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Cl^-(ac)$ $\quad E^\circ_{red} = +1.36\ V$
Oxidación: $2\,I^-(ac) \longrightarrow I_2(s) + 2\,e^-$ $\quad E^\circ_{red} = +0.54\ V$

En este caso,

$$E^\circ = (1.36\ V) - (0.54\ V) = +0.82\ V$$

Debido a que el valor de E° es positivo, esta reacción es espontánea y se podría emplear para construir una celda voltaica.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Utilizando los potenciales estándar de reducción del apéndice E, determine cuáles de las siguientes reacciones son espontáneas en condiciones estándar:

a) $I_2(s) + 5\,Cu^{2+}(ac) + 6\,H_2O(l) \longrightarrow 2\,IO_3^-(ac) + 5\,Cu(s) + 12\,H^+(ac)$
b) $Hg^{2+}(ac) + 2\,I^-(ac) \longrightarrow Hg(l) + I_2(s)$
c) $H_2SO_3(ac) + 2\,Mn(s) + 4\,H^+(ac) \longrightarrow S(s) + 2\,Mn^{2+}(ac) + 3\,H_2O(l)$

Respuesta: Las reacciones *b*) y *c*) son espontáneas

Es posible utilizar los potenciales estándar de reducción para comprender la serie de actividad rédox de los metales. Recuerde que cualquier metal en la serie de actividad rédox se oxida por los iones de cualquier metal debajo de él (tabla 7.1). Ahora es posible reconocer el origen de esta regla basada en los potenciales estándar de reducción. La serie de actividad está basada en las reacciones de oxidación de los metales, ordenados del agente reductor más poderoso en la parte superior hasta el agente reductor menos poderoso en la parte inferior. (Así, el orden está invertido en relación con el de la tabla 7.3). Por ejemplo, el níquel se encuentra arriba de la plata en la serie de actividad, haciendo al níquel el agente reductor más fuerte. Como un agente reductor se oxida en cualquier reacción rédox, el níquel es más fácil de oxidar que la plata. Por lo tanto, en una mezcla de níquel metálico y cationes de plata, se espera una reacción de desplazamiento en la cual los iones de níquel desplazan a los iones de plata en la disolución:

$$Ni(s) + 2\,Ag^+(ac) \longrightarrow Ni^{2+}(ac) + 2\,Ag(s)$$

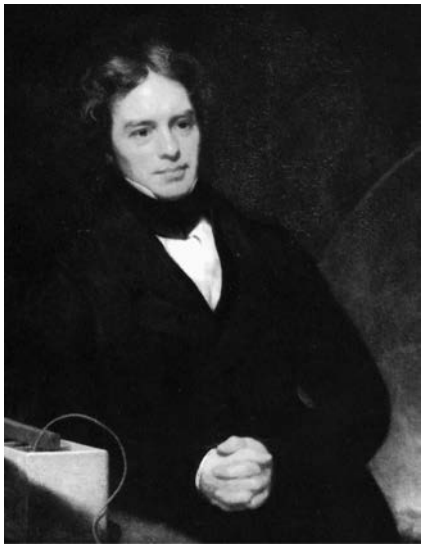
En esta reacción el Ni se oxida y el Ag^+ se reduce. Por lo tanto, la fem estándar para la reacción es

$$\begin{aligned} E^\circ &= E^\circ_{red}(Ag^+/Ag) - E^\circ_{red}(Ni^{2+}/Ni) \\ &= (+0.80\ V) - (-0.28\ V) = +1.08\ V \end{aligned}$$

El valor positivo de E° indica que el desplazamiento de la plata por el níquel, de donde resulta la oxidación del Ni metálico y la reducción del Ag^+, es un proceso espontáneo. Recuerde que aunque se multiplica la semirreacción de la plata por 2, el potencial de reducción no se multiplica.

PIÉNSELO UN POCO

Con base en la tabla 7.1, ¿cuál es el agente reductor más poderoso, Hg(*l*) o Pb(s)?



▲ **FIGURA 7.15** **Michael Faraday.** Faraday (1791-1867) nació en Inglaterra, hijo de una familia humilde. A la edad de 14 años fue aprendiz de un encuadernador, lo que le dio tiempo para leer y tomar lecciones. En 1812 comenzó a trabajar como asistente en el laboratorio de Humphry Davy en la Royal Institution. Fue sucesor de Davy como el científico más famoso e influyente de Inglaterra y realizó una gran cantidad de descubrimientos importantes, entre ellos el establecimiento de las relaciones cuantitativas entre la corriente eléctrica y el grado de avance de una reacción química en las celdas electroquímicas.

Fem, energía libre y constante de equilibrio

El cambio en la energía libre de Gibbs, ΔG, es una medida de la espontaneidad de un proceso que ocurre a temperatura y presión constantes. La fem, E, de una reacción rédox también indica si la reacción es espontánea. La relación entre la fem y el cambio de energía libre es:

$$\Delta G = -nFE \qquad [7.14]$$

En esta ecuación, n es un número positivo sin unidades que representa el número de moles de electrones transferidos de acuerdo con la ecuación balanceada para la reacción, y F es la **constante de Faraday**, nombrada así en honor a Michael Faraday (◄ **FIGURA 7.15**):

$$F = 96{,}485\ C/mol = 96{,}485\ J/V\text{-}mol$$

La constante de Faraday es la cantidad de carga eléctrica en 1 mol de electrones.

Las unidades de ΔG calculadas con la ecuación 7.14 son J/mol. Se utiliza "por mol" para significar por mol de reacción, como se indica por los coeficientes en la ecuación balanceada.

Tanto n como F son números positivos, un valor positivo de E en la ecuación 7.14 conduce a un valor negativo de ΔG. Recuerde: *un valor positivo de E y un valor negativo de* ΔG *indican que una reacción es espontánea*. Cuando los reactivos y los productos están todos en sus estados estándar, la ecuación 7.14 se puede modificar para relacionar ΔG° y E°:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ \qquad [7.15]$$

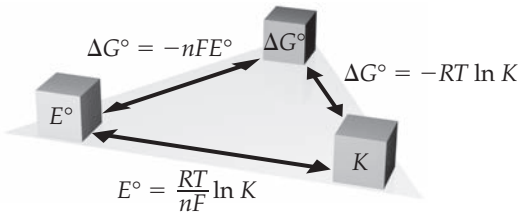
Debido a que ΔG° está relacionado con la constante de equilibrio, K, para una reacción mediante la expresión $\Delta G^\circ = -RT \ln K$, es posible relacionar E° con K despejando E° en la ecuación 7.15 y luego sustituyendo la ecuación 7.15 y luego sustituyendo $-RT \ln K$ en la expresión para ΔG°:

$$E^\circ = \frac{\Delta G^\circ}{-nF} = \frac{-RT \ln K}{-nF} = \frac{RT}{nF} \ln K \qquad [7.16]$$

La ► **FIGURA 7.16** resume las relaciones entre E°, ΔG° y K.

IMAGINE

¿Qué representa la variable *n* en las ecuaciones para ΔG° y E°?



▲ **FIGURA 7.16** **Relaciones entre E°, ΔG° y K.** Cualquiera de estos importantes parámetros se puede emplear para calcular los otros dos. Los signos de E° y ΔG° determinan la dirección en que procede la reacción en condiciones estándar. La magnitud de K determina las cantidades relativas de reactivos y productos en una mezcla en equilibrio.

EJERCICIO RESUELTO 7.11 Uso los potenciales estándar de reducción para calcular ΔG° y K

a) Utilice los potenciales estándar de reducción de la tabla 7.3 para calcular el cambio de energía libre estándar, ΔG°, y la constante de equilibrio, K, a 298 K para la reacción

$$4\,Ag(s) + O_2(g) + 4\,H^+(ac) \longrightarrow 4\,Ag^+(ac) + 2\,H_2O(l)$$

b) Suponga que la reacción en el inciso *a*) se escribe como

$$2\,Ag(s) + \tfrac{1}{2}\,O_2(g) + 2\,H^+(ac) \longrightarrow 2\,Ag^+(ac) + H_2O(l)$$

¿Cuáles son los valores de E°, ΔG° y K cuando la reacción se escribe de esta manera?

SOLUCIÓN

Análisis Se pide determinar ΔG° y K para una reacción rédox, utilizando los potenciales estándar de reducción.

Estrategia Con los datos de la tabla 7.3 y la ecuación 7.13, se determina E° para la reacción y luego se utiliza E° en la ecuación 7.15 para calcular ΔG°. Entonces se emplea la ecuación $\Delta G^\circ = -RT\ \ln K$ para calcular K.

O de otra forma, K se puede calcular con la ecuación 7.16, $E^\circ = \dfrac{RT}{nF}\ln K$.

Solución

a) Primero se calcula E° mediante la división de la ecuación en dos semirreacciones y obteniendo los valores E°_{red} de la tabla 7.3 (o apéndice E):

Reducción: $O_2(g) + 4\,H^+(ac) + 4\,e^- \longrightarrow 2\,H_2O(l)$ $\quad E^\circ_{red} = +1.23$ V
Oxidación: $4\,Ag(s) \longrightarrow 4\,Ag^+(ac) + 4\,e^-$ $\quad E^\circ_{red} = +0.80$ V

Aun cuando la segunda semirreacción tiene 4 Ag, se emplea el valor de E°_{red} directamente de la tabla 7.3 porque la fem es una propiedad intensiva.

Usando la ecuación 7.13 se obtiene $E^\circ = (1.23\text{ V}) - (0.80\text{ V}) = 0.43$ V

Las semirreacciones muestran transferencia de cuatro electrones. Así, para esta reacción, $n = 4$. Ahora se utiliza la ecuación 7.15 para calcular ΔG°:

$$\begin{aligned}\Delta G^\circ &= -nFE^\circ \\ &= -(4)(96{,}485\text{ J/V-mol})(+0.43\text{ V}) \\ &= -1.7 \times 10^5\text{ J/mol} = -170\text{ kJ/mol}\end{aligned}$$

El valor positivo de E° da un valor negativo de ΔG°. La parte por mol de la unidad se relaciona con la ecuación balanceada, $4\,Ag(s) + O_2(g) + 4\,H^+(ac) \longrightarrow 4\,Ag^+(ac) + 2\,H_2O(l)$. Así, −170 kJ están asociados con 4 moles de Ag, 1 mol de O_2 y 4 moles de H^+, y así sucesivamente, correspondientes a los coeficientes en la ecuación balanceada.

Ahora se necesita calcular la constante de equilibrio, K, usando $\Delta G^\circ = -RT\ln K$. Debido a que ΔG° es un número negativo grande (lo cual significa que la reacción es muy favorable termodinámicamente), se espera que K sea muy grande.

$$\begin{aligned}\Delta G^\circ &= -RT\ln K \\ -1.7 \times 10^5\text{ J/mol} &= -(8.314\text{ J/K mol})\,(298\text{ K})\ln K \\ \ln K &= \frac{-1.7 \times 10^5\text{ J/mol}}{-(8.314\text{ J/K mol})(298\text{ K})} \\ \ln K &= 69 \\ K &= 9 \times 10^{29}\end{aligned}$$

¡En realidad K es muy grande! Esto significa que se espera que el metal plata se oxide en ambientes acuosos ácidos, en aire, a Ag^+.

Observe que la fem calculada para la reacción fue $E° = 0.43$ V, que es fácil de medir. Por otro lado, sería muy difícil la medición directa de una constante de equilibrio tan grande empleando la medición de las concentraciones de los reactivos y de los productos en equilibrio.

b) La ecuación general es la misma que en el inciso *a*), multiplicada por $\frac{1}{2}$. Las semirreacciones son

Reducción: $\frac{1}{2}\,O_2(g) + 2\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow H_2O(l)$ $\quad E°_{red} = +1.23$ V

Oxidación: $2\,Ag(s) \longrightarrow 2\,Ag^+(ac) + 2\,e^-$ $\quad E°_{red} = +0.80$ V

Los valores de $E°_{red}$ son los mismos que en el inciso *a*); no cambian al multiplicar las semirreacciones por $\frac{1}{2}$. Así, $E°$ tiene el mismo valor del inciso *a*):

$$E° = +0.43 \text{ V}$$

Sin embargo, observe que el valor de n cambió a $n = 2$, lo cual es la mitad del valor en el inciso *a*). Así, $\Delta G°$ es la mitad del correspondiente al inciso *a*):

$$\Delta G° = -(2)(96{,}485 \text{ J/V-mol})(+0.43 \text{ V}) = -83 \text{ kJ/mol}$$

El valor de $\Delta G°$ es la mitad del valor del inciso *a*) porque los coeficientes en la ecuación química son la mitad de los del inciso *a*).

Ahora es posible calcular K como antes:

$$-8.3 \times 10^4 \text{ J/mol} = -(8.314 \text{ J/K mol})(298 \text{ K}) \ln K$$

$$K = 4 \times 10^{14}$$

Comentario $E°$ es una cantidad *intensiva*, de manera que multiplicar una ecuación química por un cierto factor no afectará el valor de $E°$. Sin embargo, multiplicar una ecuación modificará el valor de n y, de esta manera, el valor de $\Delta G°$. El cambio en la energía libre, en unidades de J/mol de una reacción tal como está escrita, es una cantidad *extensiva*. La constante de equilibrio es también una cantidad extensiva.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Para la reacción

$$3\,Ni^{2+}(ac) + 2\,Cr(OH)_3(s) + 10\,OH^-(ac) \longrightarrow 3\,Ni(s) + 2\,CrO_4^{2-}(ac) + 8\,H_2O(l)$$

a) ¿Cuál es el valor de n? *b*) Utilice los datos en el apéndice E para calcular $\Delta G°$. *c*) Calcule K a $T = 298$ K.

Respuestas: *a*) 6, *b*) +87 kJ/mol, *c*) $K = 6 \times 10^{-16}$

UNA MIRADA DE CERCA

TRABAJO ELÉCTRICO

Para cualquier proceso espontáneo, ΔG es una medida del máximo trabajo útil, $w_{máx}$, que puede extraerse del proceso: $\Delta G = w_{máx}$.

Como $\Delta G = -nFE$, el máximo trabajo eléctrico útil que se obtiene de una celda voltaica es

$$w_{máx} = -nFE_{celda} \qquad [7.17]$$

Puesto que la fem de la celda, E_{celda}, siempre es positiva para una celda voltaica, entonces $w_{máx}$ es negativo, indicando que el trabajo es realizado *por* un sistema *sobre* su entorno, como se esperaba para una celda voltaica.

Como muestra la ecuación 7.17, cuanto más carga mueva la celda voltaica a través de un circuito (es decir, cuanto más grande sea nF) y más grande sea la fem impulsando a los electrones por el circuito (es decir, cuanto más grande sea E_{celda}), entonces la celda puede lograr más trabajo. En el ejercicio resuelto 7.11 se calculó $\Delta G° = -170$ kJ/mol para la reacción $4\,Ag(s) + O_2(g) + 4\,H^+(ac) \longrightarrow 4\,Ag^+(ac) + 2\,H_2O(l)$. Así, una celda voltaica que utiliza esta reacción podría efectuar un máximo de 170 kJ de trabajo al consumir 4 moles de Ag, 1 mol de O_2 y 4 moles de H^+.

Si una reacción no es espontánea, ΔG es positivo y E es negativa. Para forzar la ocurrencia de una reacción no espontánea en una celda electroquímica, es necesario aplicar un potencial externo, E_{ext}, que excede $|E_{celda}|$. Por ejemplo, si un proceso no espontáneo tiene $E = -0.9$ V, entonces el potencial externo E_{ext} debe ser mayor que +0.9 V para que el proceso ocurra. En breve se examinarán tales procesos no espontáneos.

El trabajo eléctrico se puede expresar en unidades de energía de watts por el tiempo. El *watt* (W) es una unidad de potencia eléctrica (es decir, rapidez con que se gasta la energía):

$$1 \text{ W} = 1 \text{ J/s}$$

Así, un watt-segundo es un joule. La unidad empleada por las compañías eléctricas es el kilowatt-hora (kWh), el cual es igual a 3.6×10^6 J:

$$1 \text{ kWh} = (1000 \text{ W})(1 \text{ h})\left(\frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}}\right)\left(\frac{1 \text{ J/s}}{1 \text{ W}}\right) = 3.6 \times 10^6 \text{ J}$$

REFLEXIÓN

¿Comprendo la relación entre la energía libre de Gibbs y los potenciales de reducción en los metales?

ACTIVIDAD

1. Describa en 10 líneas, con sus propias palabras, la relación que existe entre la fem, la energía libre de Gibbs y la constante de equilibrio.

2. Dadas las siguientes semirreacciones de reducción:
$Fe^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(ac)$ $E°_{red} = +0.77$ V
$S_2O_6^{2-}(ac) + 4\ H^+(ac) + 2\ e^- \longrightarrow 2\ H_2SO_3(ac)$ $E°_{red} = +0.60$ V
$N_2O(g) + 2\ H^+(ac) + 2\ e^- \longrightarrow N_2(g) + H_2O(l)$ $E°_{red} = -1.77$ V
$VO_2^+(ac) + 2\ H^+(ac) + e^- \longrightarrow VO^{2+} + H_2O(l)$ $E°_{red} = -1.00$ V
a) Escriba las ecuaciones químicas balanceadas para la oxidación de $Fe^{2+}(ac)$ por $S_2O_6^{2-}(ac)$, por $N_2O(ac)$ y por $VO_2^+(ac)$. *b*) Calcule $\Delta G°$ para cada reacción a 298 K. *c*) Calcule la constante de equilibrio K para cada reacción a 298 K.

3. Para cada una de las siguientes reacciones, escriba una ecuación balanceada, calcule la fem estándar, calcule $\Delta G°$ a 298 K y calcule la constante de equilibrio K a 298 K. *a*) El ion yoduro acuoso se oxida a $I_2(s)$ mediante $Hg_2^{2+}(ac)$. *b*) En una disolución ácida, el ion cobre(I) se oxida a cobre(II) por el ion nitrato. *c*) En una disolución básica, el $Cr(OH)_3(s)$ se oxida a $CrO_4^{2-}(ac)$ por medio de $ClO^-(ac)$.

4. Si la constante de equilibrio de una reacción rédox de dos electrones a 298 K es 1.5×10^{-4}, calcule los correspondientes $\Delta G°$ y $E°_{celda}$.

5. Utilice los potenciales estándar de reducción que se presentan en el apéndice E para calcular la constante de equilibrio de cada una de las siguientes reacciones a 298 K:
a) $Fe(s) + Ni^{2+}(ac) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + Ni(s)$
b) $Co(s) + 2\ H^+(ac) \longrightarrow Co^{2+}(ac) + H_2(g)$
c) $10\ Br^-(ac) + 2\ MnO_4^-(ac) + 16\ H^+(ac) \longrightarrow 2\ Mn^{2+}(ac) + 8\ H_2O(l) + 5\ Br_2(l)$

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice las siguientes actividades, con orden, limpieza y de manera correcta:

1. Si la constante de equilibrio de una reacción rédox de un electrón a 298 K es 8.7×10^4, calcule los correspondientes $\Delta G°$ y $E°_{celda}$.

2. A 298 K una reacción de celda tiene un potencial estándar de celda de +0.17 V. La constante de equilibrio de la reacción de celda es 5.5×10^5. ¿Cuál es el valor de n para la reacción?

3. Una celda voltaica se basa en la reacción
$Sn(s) + I_2(s) \longrightarrow Sn^{2+}(ac) + 2\ I^-(ac)$
En condiciones estándar, ¿cuál es el máximo trabajo eléctrico, en joules, que la celda puede lograr si se consumen 75.0 g de Sn?

4. Considere la celda voltaica ilustrada en la figura 7.7, la cual se basa en la reacción de celda
$Zn(s) + Cu^{2+}(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + Cu(s)$
En condiciones estándar, ¿cuál es el máximo trabajo eléctrico, en joules, que la celda puede lograr si se forman 50.0 g de cobre?

5. Prediga si las siguientes reacciones serán espontáneas en disolución ácida en condiciones estándar: *a*) la oxidación de Sn a Sn^{2+} mediante I_2 (para formar I^-), *b*) la reducción del Ni^{2+} a Ni mediante I^- (para formar I_2), *c*) la reducción del Ce^{4+} a Ce^{3+} mediante H_2O_2, *d*) la reducción del Cu^{2+} a Cu mediante Sn^{2+} (para formar Sn^{4+}).

7.6 POTENCIALES DE CELDA EN CONDICIONES NO ESTÁNDAR

Se ha visto cómo calcular la fem de una celda cuando los reactivos y los productos se encuentran en condiciones estándar. Sin embargo, al descargarse una celda voltaica, se consumen los reactivos de la reacción y se generan los productos, de manera que las concentraciones cambian. La fem disminuye progresivamente hasta que $E = 0$, y se dice que en ese punto la celda "muere". En esta sección estudiaremos cómo se puede calcular la fem generada en condiciones

no estándar mediante una ecuación derivada primero por Walther Nernst (1864-1941), un químico alemán que estableció muchos de los fundamentos teóricos de la electroquímica.

Ecuación de Nernst

El efecto de la concentración sobre la fem de la celda se obtiene del efecto de la concentración sobre el cambio de la energía libre. Recuerde que el cambio de energía libre de cualquier reacción química, ΔG, está relacionado con el cambio de energía libre estándar, $\Delta G°$:

$$\Delta G = \Delta G° + RT \ln Q \qquad [7.18]$$

La cantidad Q es el cociente de reacción, que tiene la forma de la expresión de la constante de equilibrio, excepto que las concentraciones son aquellas que existen en la mezcla de la reacción en un momento determinado.

Al sustituir $\Delta G = -nFE$ (ecuación 7.14) en la ecuación 7.18, resulta

$$-nFE = -nFE° + RT \ln Q$$

Despejando E de esta ecuación se obtiene la **ecuación de Nernst**:

$$E = E° - \frac{RT}{nF} \ln Q \qquad [7.19]$$

Esta ecuación se expresa comúnmente en términos de logaritmos de base 10:

$$E = E° - \frac{2.303\,RT}{nF} \log Q \qquad [7.20]$$

En $T = 298$ K, la cantidad $2.303\,RT/F$ es igual a 0.0592, con unidades de volts, de manera que la ecuación de Nernst se simplifica a

$$E = E° - \frac{0.0592\ \text{V}}{n} \log Q \qquad (T = 298\ \text{K}) \qquad [7.21]$$

Es posible utilizar esta ecuación para encontrar la fem E producida por una celda en condiciones no estándar o determinar la concentración de un reactivo o de un producto mediante la medición de E para la celda. Por ejemplo, considere la siguiente reacción:

$$\text{Zn}(s) + \text{Cu}^{2+}(ac) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(ac) + \text{Cu}(s)$$

En este caso, $n = 2$ (se transfieren dos electrones de Zn a Cu^{2+}) y la fem estándar es +1.10 V. Así, a 298 K la ecuación de Nernst da

$$E = 1.10\ \text{V} - \frac{0.0592\ \text{V}}{2} \log \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} \qquad [7.22]$$

Recuerde que los sólidos puros se excluyen de la expresión para Q. De acuerdo con la ecuación 7.22, la fem aumenta mientras $[Cu^{2+}]$ se incrementa y $[Zn^{2+}]$ disminuye. Por ejemplo, cuando $[Cu^{2+}]$ es 5.0 M y $[Zn^{2+}]$ es 0.050 M, se tiene

$$E = 1.10\ \text{V} - \frac{0.0592\ \text{V}}{2} \log \left(\frac{0.050}{5.0} \right)$$

$$= 1.10\ \text{V} - \frac{0.0592\ \text{V}}{2} (-2.00) = 1.16\ \text{V}$$

Así, aumentando la concentración del reactivo Cu^{2+} y disminuyendo la concentración del producto Zn^{2+} relativa a las condiciones estándar, se incrementa la fem de la celda relativa a las condiciones estándar ($E° = +1.10$ V).

La ecuación de Nernst ayuda a comprender por qué la fem de una celda voltaica cae al descargarse la celda. Al convertir los reactivos en productos, el valor de Q aumenta, de modo que el valor de E disminuye, y finalmente se obtiene $E = 0$. Debido a que $\Delta G = -nFE$ (ecuación 7.14), se deduce que $\Delta G = 0$ cuando $E = 0$. Recuerde que un sistema está en equilibrio cuando $\Delta G = 0$. Así, cuando $E = 0$, la reacción de la celda alcanza el equilibrio y no ocurre reacción neta alguna.

Por lo general, aumentar la concentración de los reactivos o disminuir la concentración de los productos incrementa la fuerza impulsora de la reacción, lo que da por resultado una fem mayor. Por el contrario, disminuir la concentración de los reactivos o aumentar la concentración de los productos ocasiona la disminución de la fem de su valor en condiciones estándar.

EJERCICIO RESUELTO 7.12 Potencial de celda en condiciones no estándar

Calcule la fem a 298 K generada por una celda voltaica en la cual la reacción es:

$$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14\,H^+(ac) + 6\,I^-(ac) \longrightarrow 2\,Cr^{3+}(ac) + 3\,I_2(s) + 7\,H_2O(l)$$

cuando $[Cr_2O_7^{2-}] = 2.0\,M$, $[H^+] = 1.0\,M$, $[I^-] = 1.0\,M$ y $[Cr^{3+}] = 1.0 \times 10^{-5}\,M$.

SOLUCIÓN

Análisis Se tiene una ecuación química para una celda voltaica y las concentraciones de los reactivos y los productos en las cuales funciona. Se pide calcular la fem de la celda en estas condiciones no estándar.

Estrategia Para calcular la fem de una celda en condiciones no estándar, se utiliza la ecuación de Nernst en la forma de la ecuación 7.21.

Solución Se calcula $E°$ para la celda a partir de los potenciales estándar de reducción (tabla 7.3 o apéndice E). La fem estándar para esta reacción se calculó en el ejercicio resuelto 7.7: $E° = 0.79$ V. Como muestra ese ejercicio, seis electrones se transfieren a partir del agente reductor hacia el agente oxidante, de modo que $n = 6$. El cociente de la reacción, Q, es

$$Q = \frac{[Cr^{3+}]^2}{[Cr_2O_7^{2-}][H^+]^{14}\,[I^-]^6} = \frac{(1.0 \times 10^{-5})^2}{(2.0)(1.0)^{14}\,(1.0)^6} = 5.0 \times 10^{-11}$$

Empleando la ecuación 7.21 se tiene:

$$\begin{aligned} E &= 0.79\text{ V} - \left(\frac{0.0592\text{ V}}{6}\right)\log(5.0 \times 10^{-11}) \\ &= 0.79\text{ V} - \left(\frac{0.0592\text{ V}}{6}\right)(-10.30) \\ &= 0.79\text{ V} + 0.10\text{ V} = 0.89\text{ V} \end{aligned}$$

Comprobación Este resultado es cualitativamente lo que se espera: debido a que la concentración de $Cr_2O_7^{2-}$ (un reactivo) es mayor que 1 M y la concentración de Cr^{3+} (un producto) es menor que 1 M, la fem es mayor que $E°$. Q es aproximadamente 10^{-10}, de manera que log Q es más o menos -10. Así, la corrección a $E°$ es cerca de $0.06 \times (10)/6$, la cual es 0.1, de acuerdo con el cálculo más detallado.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Calcule la fem generada por la celda descrita en el ejercicio de práctica que acompaña al ejercicio resuelto 7.7 cuando $[Al^{3+}] = 4.0 \times 10^{-3}\,M$ y $[I^-] = 0.010\,M$.

Respuesta: $E = +2.36$ V

EJERCICIO RESUELTO 7.13 Cálculo de concentraciones en una celda voltaica

Si el potencial de una celda Zn-H^+ (como en la figura 7.11) es 0.45 V a 25 °C cuando $[Zn^{2+}] = 1.0\,M$ y $P_{H_2} = 1.0$ atm, ¿cuál es la concentración de H^+?

SOLUCIÓN

Análisis Se tiene la descripción de una celda voltaica, su fem, la concentración de Zn^{2+} y la presión parcial de H_2 (ambos productos en la reacción de celda). Se pide calcular la concentración de H^+, un reactivo.

Estrategia Se escribe la ecuación para la reacción de celda y se utilizan los potenciales estándar de reducción para calcular $E°$ de la reacción. Después de determinar el valor de n de la ecuación de la reacción, se despeja Q en la ecuación de Nernst, ecuación 7.21. Finalmente, se utiliza la ecuación para la reacción de celda con la finalidad de escribir una expresión para Q que contenga $[H^+]$ para determinar $[H^+]$.

Solución La reacción de celda es

$$Zn(s) + 2\,H^+(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + H_2(g)$$

La fem estándar es

$$\begin{aligned} E° &= E°_{red}\,(\text{reducción}) - E°_{red}\,(\text{oxidación}) \\ &= 0\text{ V} - (-0.76\text{ V}) = +0.76\text{ V} \end{aligned}$$

Debido a que cada átomo de Zn pierde dos electrones, $n = 2$

Mediante la ecuación 7.21, es posible despejar Q:

$$\begin{aligned} 0.45\text{ V} &= 0.76\text{ V} - \frac{0.0592\text{ V}}{2}\log Q \\ Q &= 10^{10.5} = 3 \times 10^{10} \end{aligned}$$

Q tiene la forma de la constante de equilibrio para la reacción:

$$Q = \frac{[Zn^{2+}]P_{H_2}}{[H^+]^2} = \frac{(1.0)(1.0)}{[H^+]^2} = 3 \times 10^{10}$$

Al despejar $[H^+]$ se tiene:

$$[H^+]^2 = \frac{1.0}{3 \times 10^{10}} = 3 \times 10^{-11}$$

$$[H^+] = \sqrt{3 \times 10^{-11}} = 6 \times 10^{-6}\, M$$

Comentario Es posible utilizar una celda voltaica cuya reacción de celda implique H^+ para medir $[H^+]$ o pH. Un medidor de pH es una celda electroquímica especialmente diseñada con un potenciómetro calibrado para leer de forma directa el pH.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuál es el pH de la disolución en la semicelda del cátodo en la figura 7.11 cuando $P_{H_2} = 1.0$ atm, $[Zn^{2+}]$ en la semicelda del ánodo es 0.10 *M* y la fem de la celda es 0.542 V?

Respuesta: pH = 4.23 (con los datos del apéndice E para obtener $E°$ con tres cifras significativas)

Celdas de concentración

En cada una de las celdas voltaicas que hemos estudiado, la especie reactiva en el ánodo ha sido diferente a la del cátodo. Sin embargo, la fem de la celda depende de la concentración, de manera que se puede construir una celda voltaica teniendo la *misma* especie en ambas semiceldas siempre y cuando las concentraciones sean diferentes. Una celda basada solo en la fem generada debido a la diferencia en la concentración se llama **celda de concentración**.

Como ejemplo, en la ▼ **FIGURA 7.17***a*) aparece un diagrama de una celda de concentración. Un compartimento consiste en una tira de níquel metálico inmersa en una disolución de $Ni^{2+}(ac)$ 1.00×10^{-3} *M*. La otra semicelda contiene también un electrodo de Ni(*s*), pero está sumergido en una disolución de $Ni^{2+}(ac)$ 1.00 *M*. Las dos semiceldas están conectadas por un puente salino y mediante un alambre externo que pasa por un voltímetro. Las reacciones de semicelda son inversas entre sí:

Ánodo: $\quad Ni(s) \longrightarrow Ni^{2+}(ac) + 2\,e^- \qquad E°_{red} = -0.28$ V

Cátodo: $\quad Ni^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Ni(s) \qquad E°_{red} = -0.28$ V

Aunque la fem *estándar* para esta celda es igual a cero,

$$E°_{celda} = E°_{red}\,(\text{cátodo}) - E°_{red}\,(\text{ánodo}) = (-0.28\text{ V}) - (-0.28\text{ V}) = 0\text{ V}$$

la celda funciona en condiciones *no estándar* porque la concentración de $Ni^{2+}(ac)$ no es 1 *M* en ambas semiceldas. En efecto, si se dejara pasar corriente entre las tiras de níquel, la celda operaría hasta que $[Ni^{2+}]_{ánodo} = [Ni^{2+}]_{cátodo}$. La oxidación de Ni(*s*) ocurriría en la semicelda que contiene la disolución más diluida, lo cual significa que es el ánodo de la celda. La reducción de $Ni^{2+}(ac)$ ocurriría en la semicelda que contiene la disolución más concentrada, haciéndola el cátodo. La reacción de celda *general* en este caso sería, más bien, un proceso difusional del $Ni^{2+}(ac)$ de la disolución concentrada a la diluida; por lo tanto,

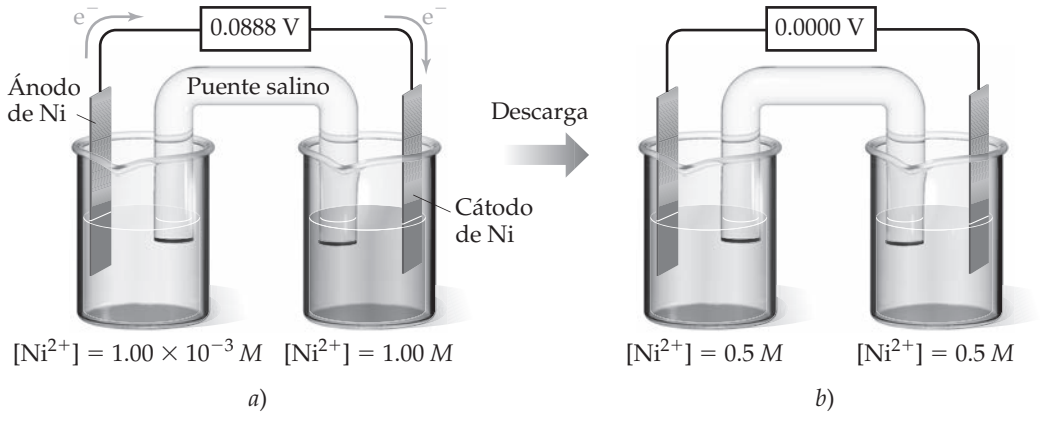
Ánodo: $\quad Ni(s) \longrightarrow Ni^{2+}(ac, \text{diluida}) + 2\,e^-$

Cátodo: $\quad Ni^{2+}(ac, \text{concentrada}) + 2\,e^- \longrightarrow Ni(s)$

General: $\quad Ni^{2+}(ac, \text{concentrada}) \longrightarrow Ni^{2+}(ac, \text{diluida})$

IMAGINE

Suponiendo que las disoluciones están formadas con $Ni(NO_3)_2$, ¿cómo migran los iones conforme la celda funciona?



► **FIGURA 7.17 Celda de concentración basada en las semirreacciones Ni^{2+}-Ni.** *a*) Las concentraciones de $Ni^{2+}(ac)$ en las dos semiceldas son diferentes al inicio. La celda generaría una corriente eléctrica si los electrodos se conectaran en forma directa. *b*) La celda produciría corriente eléctrica hasta que $[Ni^{2+}(ac)]$ se igualara en las dos semiceldas, en cuyo punto la celda alcanzaría el equilibrio y "moriría".

Es posible calcular la fem de una celda de concentración mediante la ecuación de Nernst. Para esta celda en particular puede verse que $n = 2$. La expresión para el cociente de reacción en el caso de la reacción general es $Q = [Ni^{2+}]_{diluido}/[Ni^{2+}]_{concentrado}$. Así, la fem a 298 K es

$$\begin{aligned} E &= E^\circ - \frac{0.0592\ \text{V}}{n}\log Q \\ &= 0 - \frac{0.0592\ \text{V}}{2}\log\frac{[Ni^{2+}]_{diluido}}{[Ni^{2+}]_{concentrado}} = -\frac{0.0592\ \text{V}}{2}\log\frac{1.00\times10^{-3}\,M}{1.00\,M} \\ &= +0.0888\ \text{V} \end{aligned}$$

Esta celda de concentración genera una fem cercana a 0.09 V, fuera de las condiciones estándar, aun cuando $E^\circ = 0$. La diferencia en las concentraciones de $Ni^{2+}(ac)$ suministra la fuerza impulsora para la celda. Cuando las concentraciones en las dos semiceldas se hacen iguales, $Q = 1$ y $E = 0$.

La idea de generar un potencial mediante una diferencia en la concentración es la base del funcionamiento de los medidores de pH. En biología es un aspecto crítico también. Por ejemplo, las células nerviosas en el cerebro generan un potencial a lo largo de la membrana celular, al tener diferentes concentraciones de iones en ambos lados de la membrana. La regulación de los latidos cardiacos de los mamíferos, como se analiza en el recuadro "La química y la vida", es otro ejemplo de la importancia de la electroquímica para los organismos vivos.

EJERCICIO RESUELTO 7.14 Determinación del pH utilizando una celda de concentración

Una celda electroquímica está construida con dos electrodos de hidrógeno. El electrodo 1 tiene $P_{H_2} = 1.00$ atm y una concentración desconocida de $H^+(ac)$. El electrodo 2 es un electrodo de hidrógeno estándar ($[H^+] = 1.00\ M$, $P_{H_2} = 1.00$ atm). A 298 K, el potencial de celda medido es 0.211 V y se observa que los electrones pueden fluir del electrodo 1 a través del circuito externo hacia el electrodo 2. Calcule $[H^+]$ para la disolución en el electrodo 1. ¿Cuál es el pH de la disolución?

SOLUCIÓN

Análisis Se tiene el potencial de una celda de concentración y la dirección en la cual pueden fluir los electrones. Se tienen también las concentraciones o presiones parciales de todos los reactivos y de los productos, excepto para $[H^+]$ en la semicelda 1, la cual es nuestra incógnita.

Estrategia Se utilizará la ecuación de Nernst para determinar Q y luego se empleará Q para calcular la concentración desconocida. Debido a que esta es una celda de concentración, $E^\circ_{celda} = 0$ V.

Solución Mediante la ecuación de Nernst se tiene

$$0.211\ \text{V} = 0 - \frac{0.0592\ \text{V}}{2}\log Q$$

$$\log Q = -(0.211\ \text{V})\left(\frac{2}{0.0592\ \text{V}}\right) = -7.13$$

$$Q = 10^{-7.13} = 7.4\times10^{-8}$$

Debido a que los electrones fluyen del electrodo 1 al 2, el electrodo 1 es el ánodo de la celda y el 2 es el cátodo. Por lo tanto, las reacciones de los electrodos son como sigue, donde la concentración de $H^+(ac)$ en el electrodo 1 está representado por la incógnita x:

Electrodo: 1 $\quad H_2(g, 1.00\ \text{atm}) \longrightarrow 2\,H^+(ac, x\,M) + 2\,e^-$ $\quad E^\circ_{red} = 0$ V

Electrodo: 2 $\quad 2\,H^+(ac; 1.00\,M) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g, 1.00\ \text{atm})$ $\quad E^\circ_{red} = 0$ V

General: $\quad 2\,H^+(ac; 1.00\,M) \longrightarrow 2\,H^+(ac, x\,M)$

Así,

$$Q = \frac{[H^+(ac, x\,M)]^2}{[H^+(ac, 1.00M)]^2}$$

$$= \frac{x^2}{(1.00)^2} = x^2 = 7.4\times10^{-8}$$

$$x = [H^+] = \sqrt{7.4\times10^{-8}} = 2.7\times10^{-4}$$

Entonces, en el electrodo 1, el pH de la disolución es

$$pH = -\log[H^+] = -\log(2.7\times10^{-4}) = 3.57$$

Comentario La concentración de H^+ en el electrodo 1 es menor que en el electrodo 2, por lo que el electrodo 1 es el ánodo de la celda: la oxidación de H_2 a $H^+(ac)$ aumenta la $[H^+]$ en el electrodo 1.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Una celda de concentración se construye con dos semiceldas $Zn(s)-Zn^{2+}(ac)$. En una semicelda $[Zn^{2+}] = 1.35\ M$, y en la otra $[Zn^{2+}] = 3.75 \times 10^{-4}\ M$. *a*) ¿Cuál semicelda es el ánodo? *b*) ¿Cuál es la fem de la celda?

Respuestas: *a*) la semicelda en la cual $[Zn^{2+}] = 3.75 \times 10^{-4}\ M$, *b*) 0.105 V

LA QUÍMICA Y LA VIDA

LATIDOS CARDIACOS Y ELECTROCARDIOGRAFÍA

El corazón humano es una maravilla de eficiencia y confiabilidad. En un día normal, un corazón humano adulto bombea más de 7000 L de sangre a través del sistema circulatorio; para lograrlo, no requiere más que una dieta y estilo de vida saludables. En general, se piensa en el corazón como un dispositivo mecánico, un músculo donde circula la sangre mediante contracciones musculares a intervalos regulares. Sin embargo, hace más de dos siglos, dos pioneros en electricidad, Luigi Galvani (1729-1787) y Alessandro Volta (1745-1827), descubrieron que las contracciones del corazón son controladas por fenómenos eléctricos, como los impulsos nerviosos de todo el cuerpo. Los pulsos de electricidad que hacen latir el corazón son el resultado de una notable combinación de la electroquímica y las propiedades de las membranas semipermeables.

Las paredes celulares son membranas con permeabilidad variable con respecto a un número de iones fisiológicamente importantes (en especial Na^+, K^+ y Ca^{2+}). Las concentraciones de estos iones son diferentes para los fluidos dentro de las células (el *fluido intracelular* o FIC) y fuera de las células (el *fluido extracelular* o FEC). Por ejemplo, en las células musculares cardiacas, las concentraciones de K^+ en el FIC y en el FEC son por lo general de alrededor de 135 milimolar (m*M*) y 4 m*M*, respectivamente. Sin embargo, para el Na^+, la diferencia de concentración entre el FIC y el FEC es opuesta a la de K^+; por lo regular, $[Na^+]_{FIC} = 10$ m*M* y $[Na^+]_{FEC} = 145$ m*M*.

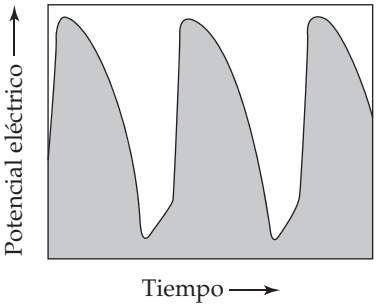
La membrana celular es permeable inicialmente a los iones K^+, pero es mucho menor que Na^+ y Ca^{2+}. La diferencia en la concentración de iones K^+ entre el FIC y FEC genera una celda de concentración: aun cuando los mismos iones están presentes en ambos lados de la membrana, existe una diferencia de potencial entre los dos fluidos, que se calcula mediante la ecuación de Nernst con $E° = 0$. A temperatura fisiológica (37 °C), el potencial en milivolts para el movimiento de K^+ desde FEC al FIC es

$$E = E° - \frac{2.30\,RT}{nF}\log\frac{[K^+]_{ICF}}{[K^+]_{ECF}}$$

$$= 0 - (61.5\text{ mV})\log\left(\frac{135\text{ m}M}{4\text{ m}M}\right) = -94\text{ mV}$$

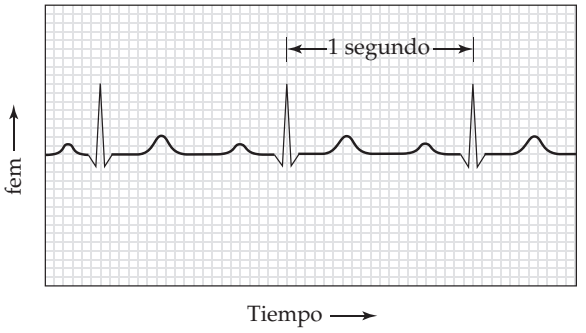
En esencia, el interior de la célula y el FEC funcionan juntos como una celda electroquímica. El signo negativo para el potencial indica que se requiere trabajo para mover K^+ hacia el fluido intracelular.

Los cambios en las concentraciones relativas de los iones en el FEC y el FIC originan cambios en la fem de la celda. Las células del corazón que rigen la rapidez de contracción del corazón se llaman *células marcapaso*. Las membranas de las células regulan las concentraciones de los iones en el FIC, lo que les permite modificarlas de manera sistemática. Los cambios de concentración ocasionan que la fem cambie de manera cíclica, como se muestra en la ▲ **FIGURA 7.18**. El ciclo de la fem determina el ritmo al cual late el corazón. Si las células marcapaso funcionan incorrectamente debido a enfermedades o lesiones, es posible implantar quirúrgicamente un marcapasos artificial, que consiste en una batería pequeña que genera las pulsaciones eléctricas necesarias para inducir las contracciones del corazón.



▲ **FIGURA 7.18 Concentración de los iones y fem del corazón humano.** Variación del potencial eléctrico debido a cambios en las concentraciones de los iones en las células marcapaso del corazón.

A finales del siglo XIX, los científicos descubrieron que los impulsos eléctricos que provocan las contracciones del músculo cardiaco son lo suficientemente fuertes como para poderlos detectar en la superficie del cuerpo. Esta observación formó la base de la *electrocardiografía*, que es la vigilancia no invasiva del corazón mediante un complejo arreglo de electrodos en la piel para medir los cambios de voltaje durante los latidos. En la ▼ **FIGURA 7.19** se presenta un electrocardiograma común. Es bastante impresionante que, aunque la función más importante del corazón es el bombeo *mecánico* de la sangre, es más fácil registrarlo con los impulsos *eléctricos* generados por diminutas celdas voltaicas.



▲ **FIGURA 7.19 Un electrocardiograma típico.** El impreso registra los eventos eléctricos detectados por los electrodos adheridos a la superficie del cuerpo.

REFLEXIÓN

¿Comprendo las características de una celda en condiciones no estándar?
¿Soy capaz de describir y aplicar la ecuación de Nernst?

ACTIVIDAD

Realice las siguientes actividades, con orden, limpieza y de manera correcta.

1. *a*) ¿En qué circunstancias es aplicable la ecuación de Nernst? *b*) ¿Cuál es el valor numérico del cociente de reacción, Q, en condiciones estándar? *c*) ¿Qué ocurre con la fem de una celda si aumentan las concentraciones de los reactivos?

2. *a*) Se construye una celda voltaica con todos los reactivos y productos en sus estados estándar. ¿Esta condición se mantendrá cuando la celda funcione? Explique su respuesta. *b*) ¿La ecuación de Nernst se puede utilizar a temperaturas distintas a la ambiente? Explique su respuesta. *c*) ¿Qué ocurre con la fem de una celda si aumentan las concentraciones de los productos?

3. ¿Cuál es el efecto sobre la fem de la celda que se muestra en la figura 7.11, la cual tiene la reacción general $Al(s) + 3\ Ag^+(ac) \longrightarrow Al^{3+}(ac) + 3\ Ag(s)$, para uno de los siguientes cambios? *a*) La presión del H_2 gaseoso aumenta en el compartimento del cátodo. *b*) Se agrega nitrato de zinc al compartimento del ánodo. *c*) Se agrega hidróxido de sodio al compartimento del cátodo, con lo que disminuye $[H^+]$. *d*) Se duplica el área superficial del ánodo.

4. Una celda voltaica utiliza la siguiente reacción:
$AgCl(s) + e^- \longrightarrow Ag(s) + Cl^-(ac)$
¿Cuál es el efecto sobre la fem de la celda de cada uno de los siguientes cambios? *a*) Se agrega agua a la semicelda del ánodo diluyendo la disolución. *b*) Aumenta el tamaño del electrodo de aluminio. *c*) Se agrega una disolución de $AgNO_3$ a la semicelda del cátodo, lo que aumenta la cantidad de Ag^+ pero no cambia su concentración. *d*) Se agrega HCl a la disolución de $AgNO_3$, precipitando algo de Ag^+ como AgCl.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice los siguientes ejercicios con limpieza, orden y de manera correcta:

1. Una celda voltaica utiliza la siguiente reacción y funciona a 298 K:
$3\ Ce^{4+}(ac) + Cr(s) \longrightarrow 3\ Ce^{3+}(ac) + Cr^{3+}(ac)$
a) ¿Cuál es la fem de esta celda en condiciones estándar? *b*) ¿Cuál es la fem de esta celda cuando $[Ce^{4+}] = 3.0$ M, $[Ce^{3+}] = 0.10\ M$ y $[Cr^{3+}] = 0.010\ M$? *c*) ¿Cuál es la fem de la celda cuando $[Ce^{4+}] = 0.010\ M$, $[Ce^{3+}] = 2.0\ M$ y $[Cr^{3+}] = 1.5\ M$?

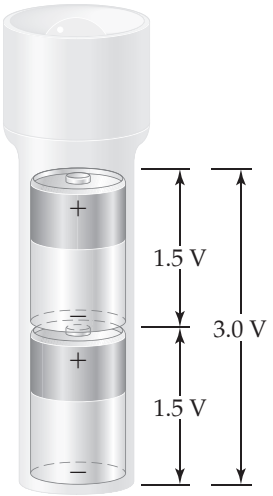
2. Una celda voltaica utiliza la siguiente reacción:
$4\ Fe^{2+}(ac) + O_2(g) + 4\ H^+(ac) \longrightarrow 4\ Fe^{3+}(ac) + 2\ H_2O(l)$
a) ¿Cuál es la fem de esta celda en condiciones estándar? *b*) ¿Cuál es la fem de esta celda cuando $[Fe^{2+}] = 1.3\ M$, $[Fe^{3+}] = 0.010\ M$, $P_{O_2} = 0.50$ atm y el pH de la disolución en la semicelda del cátodo es 3.50?

3. Se construye una celda con dos electrodos plata-cloruro de plata, cada uno de los cuales se basa en la siguiente semirreacción:
$AgCl(s) + e^- \longrightarrow Ag(s) + Cl^-(ac)$
Los dos compartimentos de la celda tienen $[Cl^-] = 0.0150\ M$ y $[Cl^-] = 2.55\ M$, respectivamente. *a*) ¿Cuál electrodo es el cátodo de la celda? *b*) ¿Cuál es la fem estándar de la celda? *c*) ¿Cuál es la fem de la celda para las concentraciones dadas? *d*) Para cada electrodo, prediga si $[Cl^-]$ aumentará, disminuirá o permanecerá igual cuando funcione la celda.

4. La celda de la figura 7.11 podría utilizarse para proporcionar una medida del pH en la semicelda del cátodo. Calcule el pH de la disolución en la semicelda del cátodo si la fem de la celda a 298 K resulta ser +0.684 V cuando $[Zn^{2+}] = 0.30\ M$ y $P_{H_2} = 0.90$ atm.

5. Se construye una celda voltaica que se basa en la siguiente reacción:
$Sn^{2+}(ac) + Pb(s) \longrightarrow Sn(s) + Pb^{2+}(ac)$
a) Si la concentración del Sn^{2+} en la semicelda del cátodo es $1.00\ M$ y la celda genera una fem de +0.22 V, ¿cuál es la concentración del Pb^{2+} en la semicelda del ánodo? *b*) Si la semicelda del ánodo contiene $[SO_4^{2-}] = 1.00\ M$ en equilibrio con $PbSO_4(s)$, ¿cuál es la K_{ps} del $PbSO_4$?

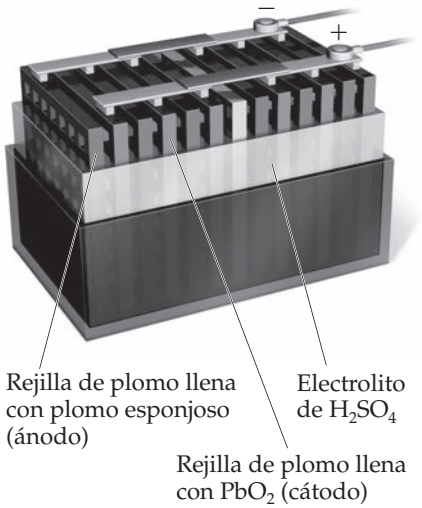
6. Hace algunos años se planteó una propuesta única para llevar a la superficie al *Titanic*. El plan implicaba colocar pontones dentro del barco utilizando un navío tipo submarino controlado desde la superficie. Los pontones contendrían cátodos y se llenarían con gas hidrógeno, formado por la electrólisis del agua. Se estima que eso requeriría aproximadamente 7×10^8 moles de H_2 para proporcionar la flotación que permita levantar el barco. (J. *Chem. Educ.*, vol. 50, p. 61, 1973). *a*) ¿Cuántos coulombs de carga eléctrica se necesitarían? *b*) ¿Cuál es el voltaje mínimo requerido para generar H_2 y O_2 si la presión de los gases a la profundidad de los restos (2 millas) es de 300 atm? *c*) ¿Cuál es la energía eléctrica mínima necesaria para sacar a flote al *Titanic* por medio de electrólisis? *d*) ¿Cuál es el costo mínimo de la energía eléctrica requerida para generar el H_2 necesario, si producir electricidad de manera local cuesta 85 centavos de dólar por kilowatt-hora?



▲ **FIGURA 7.20 Combinación de baterías.** Cuando las baterías se conectan en serie, como en la mayoría de las linternas de mano, el voltaje total es la suma de los voltajes individuales.

IMAGINE

¿Cuál es el estado de oxidación del plomo en el cátodo de esta batería?



▲ **FIGURA 7.21 Batería automotriz de plomo y ácido de 12 V.** Cada par ánodo/cátodo en este corte esquemático produce un voltaje de alrededor de 2 V. Se conectan en serie seis pares de electrodos, produciendo 12 V.

7.7 BATERÍAS Y CELDAS DE COMBUSTIBLE

Una **batería** es una fuente de energía electroquímica portátil y autosuficiente que consta de una o más celdas voltaicas. Por ejemplo, las baterías comunes de 1.5 V, utilizadas para suministrar energía a las linternas de mano y muchos dispositivos electrónicos comerciales, emplean una sola celda voltaica. Se pueden lograr mayores voltajes mediante múltiples celdas, como en las baterías automotrices de 12 V. Cuando las celdas se conectan en serie (con el cátodo de una unido al ánodo de la otra), la batería produce un voltaje que es la suma de los voltajes de las celdas individuales. También es posible lograr mayores voltajes con el uso de múltiples baterías en serie (◄ **FIGURA 7.20**). Los electrodos de las baterías se marcan siguiendo la convención de la figura 7.8, el signo más para el cátodo y el signo menos para el ánodo.

Aunque cualquier reacción rédox espontánea puede funcionar como base para una celda voltaica, fabricar una batería comercial que tenga características específicas de rendimiento requiere de bastante ingenio. Las sustancias que se oxidan en el ánodo y que se reducen en el cátodo determinan el voltaje, y la vida útil de la batería depende de las cantidades de estas sustancias presentes en la batería. Usualmente una barrera análoga a la barrera porosa de la figura 7.8 separa la semicelda del ánodo de la del cátodo.

Diversas aplicaciones requieren baterías con diferentes propiedades. Por ejemplo, la batería necesaria para poner en marcha un automóvil debe ser capaz de suministrar una gran corriente eléctrica durante un tiempo corto, mientras que la batería que da energía a un marcapasos cardiaco debe ser muy pequeña y capaz de suministrar una corriente mínima, pero estable, durante un largo periodo. Algunas baterías son celdas *primarias*, lo que significa que no se pueden recargar y deben desecharse o reciclarse después de que el voltaje llega a cero. Es posible recargar una celda *secundaria* desde una fuente de energía externa una vez agotado el voltaje.

Conforme se consideran algunas baterías comunes, observe cómo los principios explicados ayudan a comprender estas importantes fuentes de energía eléctrica portátil.

Batería de plomo y ácido

Una batería de automóvil de plomo y ácido de 12 V consta de seis celdas voltaicas en serie, cada una produce 2 V. El cátodo de cada celda es dióxido de plomo (PbO_2) empacado en una rejilla metálica (◄ **FIGURA 7.21**). El ánodo de cada celda es de plomo. Ambos electrodos están sumergidos en ácido sulfúrico.

Las reacciones de electrodo que ocurren durante la descarga son

$$\textit{Cátodo:}\quad PbO_2(s) + HSO_4^-(ac) + 3\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow PbSO_4(s) + 2\,H_2O(l)$$

$$\textit{Ánodo:}\quad Pb(s) + HSO_4^-(ac) \longrightarrow PbSO_4(s) + H^+(ac) + 2\,e^-$$

$$PbO_2(s) + Pb(s) + 2\,HSO_4^-(ac) + 2\,H^+(ac) \longrightarrow 2\,PbSO_4(s) + 2\,H_2O(l) \qquad [7.23]$$

El potencial estándar de celda se obtiene a partir del potencial estándar de reducción en el apéndice E:

$$E^\circ_{celda} = E^\circ_{red}\,(\text{cátodo}) - E^\circ_{red}\,(\text{ánodo}) = (+1.685\ \text{V}) - (-0.356\ \text{V}) = +2.041\text{V}$$

Los reactivos Pb y PbO_2 funcionan como electrodos. Debido a que los reactivos son sólidos, no hay necesidad de separar la celda en semiceldas; el Pb y PbO_2 no pueden entrar en contacto físico directo entre sí, a menos que una placa de electrodos toque al otro. Para mantener los electrodos sin tocarse, se colocan separadores de madera o fibra de vidrio entre ellos (figura 7.21). Usar una reacción cuyos reactivos y productos sean sólidos tiene otro beneficio. Debido a que los sólidos se excluyen del cociente de reacción Q, las cantidades relativas de $Pb(s)$, $PbO_2(s)$ y $PbSO_4(s)$ no tienen efecto sobre el voltaje de la batería de plomo de almacenamiento, lo que ayuda a la batería a mantener un voltaje relativamente constante durante la descarga. El voltaje varía de alguna manera porque la concentración de H_2SO_4 varía con la cantidad de descarga. Como indica la ecuación 7.23, el H_2SO_4 se consume durante la descarga.

Una ventaja de la batería de plomo y ácido es que es recargable. Durante la recarga, se utiliza una fuente externa de energía para invertir el sentido de la reacción de celda, lo que regenera $Pb(s)$ y $PbO_2(s)$.

$$2\,PbSO_4(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow PbO_2(s) + Pb(s) + 2\,HSO_4^-(ac) + 2\,H^+(ac)$$

En un automóvil el alternador suministra la energía necesaria para recargar la batería. La recarga es posible porque el $PbSO_4$, formado durante la descarga, se adhiere a los electrodos. Mientras la fuente externa mueve a los electrones de un electrodo al otro, el $PbSO_4$ se convierte en Pb en un electrodo y en PbO_2 en el otro.

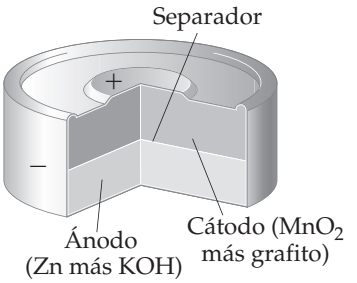
Batería alcalina

La batería primaria (no recargable) más común es la batería alcalina (▶ **FIGURA 7.22**). Su ánodo consta de zinc metálico en polvo, inmovilizado en un gel en contacto con una disolución concentrada de KOH (de ahí el nombre de batería *alcalina*). El cátodo es una mezcla de $MnO_2(s)$ y grafito, separado del ánodo mediante una tela porosa. La batería está encerrada en una lata de acero para reducir el riesgo de fuga del KOH concentrado.

Las reacciones de celda son complejas, pero se pueden representar de manera aproximada como sigue:

Cátodo: $$2\,MnO_2(s) + 2\,H_2O(l) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,MnO(OH)(s) + 2\,OH^-(ac)$$

Ánodo: $$Zn(s) + 2\,OH^-(ac) \longrightarrow Zn(OH)_2(s) + 2\,e^-$$



▲ **FIGURA 7.22** **Vista de corte de una batería alcalina en miniatura.**

Baterías de níquel-cadmio, níquel-hidruro metálico y ion litio

El impresionante crecimiento en la última década de dispositivos electrónicos portátiles de gran demanda de energía ha incrementado la necesidad de baterías ligeras fáciles de recargar. Una de las baterías recargables más comunes es la de níquel-cadmio (nicad). Durante la descarga, el metal cadmio se oxida en el ánodo, mientras el oxihidróxido de níquel [$NiO(OH)(s)$] se reduce en el cátodo:

Cátodo: $$2\,NiO(OH)(s) + 2\,H_2O(l) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Ni(OH)_2(s) + 2\,OH^-(ac)$$

Ánodo: $$Cd(s) + 2\,OH^-(ac) \longrightarrow Cd(OH)_2(s) + 2\,e^-$$

Como en la batería de plomo y ácido, los productos de reacción sólidos se adhieren a los electrodos, lo cual permite que las reacciones en los electrodos se inviertan durante la carga. Una sola celda voltaica de nicad tiene un voltaje de 1.30 V. Los paquetes de baterías de nicad contienen tres o más celdas en serie para producir los voltajes más altos necesarios en la mayoría de los dispositivos electrónicos.

Las baterías de níquel-cadmio tienen dos inconvenientes: el cadmio es tóxico y denso. Su uso incrementa el peso de las baterías y representa un riesgo para el ambiente; se producen casi 1.5 mil millones de baterías al año, y estas se deben reciclar a la larga cuando pierdan su capacidad de recarga. Algunos de estos problemas se han resuelto mediante el desarrollo de baterías de níquel e hidruro metálico (NiMH). La reacción en el cátodo es la misma que en las baterías de níquel-cadmio, pero la reacción en el ánodo es muy diferente. El ánodo consta de una *aleación* metálica, como el $ZrNi_2$, que tiene la capacidad de absorber los átomos de hidrógeno. Durante la oxidación en el ánodo, los átomos de hidrógeno pierden electrones y los iones H^+ resultantes reaccionan con iones OH^- para formar H_2O, un proceso que se invierte durante la carga.

La generación actual de automóviles híbridos de gasolina-electricidad utiliza baterías de NiMH, las cuales se recargan mediante un motor eléctrico durante el frenado. Estas baterías pueden durar hasta ocho años.

La batería recargable más reciente que tiene un gran uso en los dispositivos electrónicos domésticos es la de ion litio (ion-Li). Estas baterías se encuentran en los teléfonos celulares y las computadoras portátiles. Debido a que el litio es un elemento muy ligero, las baterías de ion litio alcanzan una mayor *densidad de energía* (la cantidad de energía almacenada por unidad de masa) en comparación con las baterías de níquel. La tecnología de las baterías de ion litio se basa en la capacidad de los iones Li^+ para insertarse en ciertos sólidos estratificados y poderse extraer de ellos. Por ejemplo, los iones Li^+ se pueden insertar de manera reversible en las capas de grafito. En la mayoría de las celdas comerciales, un electrodo es de grafito o de otro material basado en carbono, y el otro, por lo general, está hecho de óxido de litio y cobalto ($LiCoO_2$). Cuando la celda se carga, los iones cobalto se oxidan y los iones Li^+ migran hacia el grafito. Durante la descarga, cuando la batería produce electricidad para su uso, los iones Li^+ migran espontáneamente desde el ánodo de grafito hacia el cátodo, permitiendo a los electrones fluir a través del circuito externo. Una batería de ion-Li produce un voltaje máximo de 3.7 V, considerablemente mayor que una típica batería alcalina de 1.5 V.

Celdas de combustible de hidrógeno

La energía térmica liberada por la quema de los combustibles se puede convertir en energía eléctrica. El calor permite convertir agua en vapor, por ejemplo, el cual impulsa una turbina que, a la vez, hace funcionar un generador eléctrico. Por lo general, un máximo de solo 40% de la energía de la combustión se convierte en electricidad de esta manera; el resto se pierde como calor. La producción directa de electricidad a partir de los combustibles mediante una celda voltaica podría, en principio, lograr una mayor conversión de energía química a energía eléctrica. Las celdas voltaicas que realizan esta conversión empleando combustibles convencionales, como el H_2 y el CH_4, se llaman **celdas de combustible**. En sentido estricto, las celdas de combustible *no* son baterías porque no son sistemas autosuficientes; el combustible debe suministrarse de manera continua para generar electricidad.

El sistema de celda de combustible más común implica la reacción de $H_2(g)$ y $O_2(g)$ para formar $H_2O(l)$. Estas celdas son capaces de generar electricidad con el doble de eficiencia que el mejor motor de combustión interna. En condiciones ácidas, las reacciones son

$$\begin{aligned}
&\textit{Cátodo:} && O_2(g) + 4\,H^+ + 4\,e^- \longrightarrow 2\,H_2O(l)\\
&\textit{Ánodo:} && 2\,H_2(g) \longrightarrow 4\,H^+ + 4\,e^-\\
&\textit{General:} && 2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(l)
\end{aligned}$$

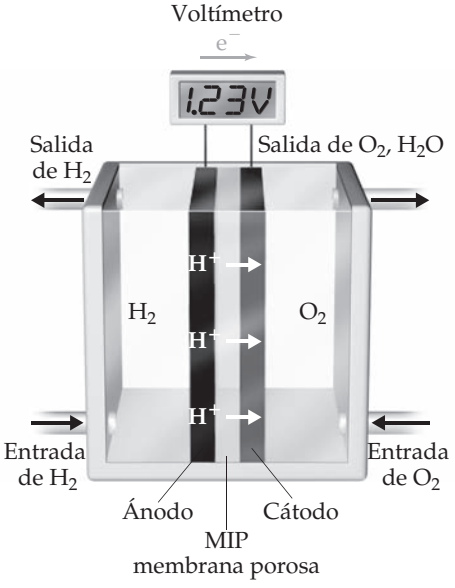
Estas celdas emplean hidrógeno gaseoso como combustible y oxígeno gaseoso del aire como el oxidante; generan alrededor de 1 V.

Es frecuente que las celdas de combustible se designen por el combustible o el electrolito empleado. En la celda de combustible hidrógeno-MIP (el acrónimo MIP se refiere a "membrana de intercambio de protones"), el ánodo y el cátodo se separan mediante una membrana, la cual es permeable a los protones, pero no a los electrones (◄ **FIGURA 7.23**). Por lo tanto, la membrana actúa como un puente salino. Usualmente, los electrodos están hechos de grafito.

Una celda de hidrógeno-MIP funciona a una temperatura de alrededor de 80 °C. Por lo general, a esta temperatura las reacciones electroquímicas ocurrirían muy lentamente, así que una capa delgada de platino en cada electrodo cataliza las reacciones. Muchas celdas de combustible requieren altas temperaturas para operar.

Para impulsar un vehículo, deben ensamblarse múltiples celdas en una *pila* de celdas de combustible. La cantidad de potencia generada por una pila depende del número y del tamaño de las celdas de combustible en la pila y también del área superficial de la MIP.

En la actualidad, una gran cantidad de investigación sobre celdas de combustible está dirigida a la mejora de electrolitos y catalizadores y hacia el desarrollo de celdas que utilicen combustibles como los hidrocarburos y alcoholes, los cuales no son tan difíciles de manejar y distribuir como el hidrógeno gaseoso.



▲ **FIGURA 7.23 Celda de combustible hidrógeno-MIP.** La membrana de intercambio de protones (MIP) permite que los iones de H^+ generados por la oxidación de H_2 en el ánodo migren al cátodo, donde se forma H_2O.

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

CELDAS DE COMBUSTIBLE DE METANOL DIRECTO

No obstante que la celda de combustible de hidrógeno está altamente desarrollada, el metanol líquido, CH_3OH, es un combustible mucho más conveniente para almacenar y transportar que el hidrógeno gaseoso. Más aún, el metanol es un líquido de combustión limpia, y su empleo solo requeriría menores modificaciones a los motores existentes y a la infraestructura para su distribución.

Uno de los interesantes aspectos de usar el metanol como combustible es que para su fabricación se podría consumir dióxido de carbono, una fuente del calentamiento global. El metanol se fabrica combinando CO_2 y H_2, aunque en la actualidad el proceso es costoso. Sin embargo, imagine que la síntesis podría mejorar y que el CO_2 utilizado en la síntesis se captura de los gases de escape de las plantas de energía o incluso directamente de la atmósfera. En tales casos, el CO_2 liberado al quemar el metanol sería cancelado por el dióxido de carbono capturado para fabricarlo. Así, el proceso no aumentaría la concentración de CO_2 en la atmósfera. El prospecto de un combustible líquido que podría reemplazar a los combustibles convencionales sin contribuir al efecto de invernadero ha acelerado las investigaciones para reducir el costo de la síntesis del metanol y desarrollar y mejorar la tecnología de las celdas de combustible.

Se desarrolló una celda de combustible de metanol directo similar a la celda de combustible de hidrógeno-MIP. Las reacciones en la celda son

$$\textit{Cátodo:}\quad \tfrac{3}{2}O_2(g) + 6\,H^+ + 6\,e^- \longrightarrow 3\,H_2O(g)$$

$$\textit{Ánodo:}\quad CH_3OH(l) + H_2O(g) \longrightarrow CO_2(g) + 6\,H^+ + 6\,e^-$$

$$\textit{General:}\quad CH_3OH(g) + \tfrac{3}{2}O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(g)$$

La celda de combustible de metanol directo actual es muy costosa e ineficiente para utilizarse en los automóviles de pasajeros. Sin embargo, pequeñas celdas de combustible de metanol podrían usarse en los dispositivos móviles como computadoras o teléfonos celulares en un futuro cercano.

REFLEXIÓN

¿Comprendo las características de una batería y sus ventajas?

ACTIVIDAD

1. Realice dos ruedas de atributos: una que describa las características de una batería y otra que puntualice las particularidades de una celda de combustible.

2. *a*) ¿Cuál es la diferencia entre una batería y una celda de combustible? *b*) ¿El "combustible" de una celda de combustible puede ser un sólido? Explique su respuesta.

3. Se construye una celda voltaica que utiliza la siguiente reacción y funciona a 298 K:
$Zn(s) + Ni^{2+}(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + Ni(s)$
a) ¿Cuál es la fem de esta celda en condiciones estándar? *b*) ¿Cuál es la fem de esta celda cuando $[Ni^{2+}] = 3.00\ M$ y $[Zn^{2+}] = 0.100\ M$? *c*) ¿Cuál es la fem de la celda cuando $[Ni^{2+}] = 0.200\ M$ y $[Zn^{2+}] = 0.900\ M$?

4. Una celda voltaica utiliza la siguiente reacción:
$2\,Fe^{3+}(ac) + H_2(g) \longrightarrow 2\,Fe^{2+}(ac) + 2\,H^+(ac)$
a) ¿Cuál es la fem de esta celda en condiciones estándar? *b*) ¿Cuál es la fem de esta celda cuando $[Fe^{3+}] = 3.50\ M$, $P_{H_2} = 0.95$ atm, $[Fe^{2+}] = 0.0010\ M$ y el pH en ambas semiceldas es 4.00?

5. *a*) Sugiera una explicación de por qué se necesita agua líquida en una batería alcalina. *b*) ¿Cuál es la ventaja de utilizar reactivos altamente concentrados o sólidos en una celda voltaica?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice las siguientes actividades para entregar. Cuide que sus respuestas sean razonadas y correctas.

1. *a*) ¿Qué ocurre con la fem de una batería cuando se utiliza? ¿Por qué ocurre esto? *b*) Las baterías alcalinas de tamaño AA y D son baterías de 1.5 V que se basan en las mismas reacciones de electrodo. ¿Cuál es la principal diferencia entre las dos? ¿Qué característica de rendimiento se ve más afectada por esta diferencia?

2. Durante la descarga de una batería alcalina, 4.50 g de Zn se consumen en el ánodo de la batería. *a*) ¿Qué masa de MnO_2 se reduce en el cátodo durante esta descarga? *b*) ¿Cuántos coulombs de carga eléctrica se transfieren del Zn al MnO_2?

3. Los marcapasos cardiacos con frecuencia funcionan con baterías de "botón" de litio-cromato de plata. La reacción de celda general es:
$2\ Li(s) + Ag_2CrO_4(s) \longrightarrow Li_2CrO_4(s) + 2\ Ag(s)$
a) El litio metálico es el reactivo de uno de los electrodos de la batería. ¿Corresponde al ánodo o al cátodo? *b*) Del apéndice E, elija las dos semirreacciones que más se aproximen a las reacciones que ocurren en la batería. ¿Qué fem estándar generaría una celda voltaica que se basara en estas semirreacciones? *c*) La batería genera una fem de +3.5 V. ¿Qué tan cercano es este valor al que calculó en el inciso *b*)? *d*) Calcule la fem que se generaría a la temperatura corporal, 37 °C. ¿Cómo se compara esta con la fem que calculó en el inciso *b*)?
4. Las baterías de celdas secas de óxido de mercurio se utilizan con frecuencia donde se necesita una alta densidad de energía, como en los relojes y las cámaras. Las dos semirreacciones que ocurren en la batería son
$HgO(s) + H_2O(l) + 2e^- \longrightarrow Hg(l) + 2\ OH^-(ac)$
$Zn(s) + 2\ OH^-(ac) \longrightarrow ZnO(s) + H_2O^-(l) + 2e^-$
a) Escriba la reacción de celda general. *b*) El valor de $E°_{red}$ para la reacción del cátodo es +0.098 V. El potencial de celda general es +1.35 V. Suponiendo que ambas semiceldas operan en condiciones estándar, ¿cuál es el potencial estándar de reducción para la reacción del ánodo? *c*) ¿Por qué el potencial de la reacción del ánodo es diferente del que se esperaría si la reacción ocurriera en un medio ácido?
5. *a*) Las baterías no recargables de litio utilizadas en la fotografía utilizan litio metálico como ánodo. ¿Qué ventajas podrían obtenerse si se utilizara litio en lugar de zinc, cadmio, plomo o níquel? *b*) Las baterías recargables de ion litio no utilizan litio metálico como material del electrodo. Sin embargo, aún tienen una ventaja importante sobre las baterías basadas en níquel. Sugiera una explicación.
6. La celda de combustible hidrógeno-oxígeno tiene una fem estándar de 1.23 V. ¿Qué ventajas y desventajas existen en el uso de este dispositivo como una fuente de energía en comparación con una batería alcalina de 1.55 V?

7.8 CORROSIÓN

En esta sección se examinarán las indeseables reacciones rédox que originan la **corrosión** de los metales. Las reacciones de corrosión son reacciones rédox espontáneas, en las cuales un metal es atacado por alguna sustancia en su ambiente y se convierte en un compuesto no deseado.

Para casi todos los metales, la oxidación es un proceso termodinámicamente favorable en aire a temperatura ambiente. Cuando la oxidación de un objeto metálico no se inhibe, puede destruir al objeto. Sin embargo, la oxidación forma una capa protectora aislante de óxido que impide al metal subyacente que siga reaccionando. Por ejemplo, de acuerdo con el potencial estándar de reducción para el Al^{3+}, sería de esperar que el aluminio metálico se oxide fácilmente. Sin embargo, las innumerables latas de aluminio para bebidas gaseosas y cerveza que hay en el ambiente son una clara evidencia de que el aluminio experimenta una corrosión química muy lenta. La estabilidad excepcional de este metal activo en el aire se debe a la formación de una delgada capa protectora de óxido, una forma hidratada de Al_2O_3, en la superficie metálica. La capa de óxido es impermeable al O_2 o al H_2O y, por lo tanto, protege al metal subyacente de corrosión adicional.

El metal magnesio se protege de manera similar y algunas aleaciones metálicas, como el acero inoxidable, también forman capas protectoras de óxido impermeable.

Corrosión del hierro (orín, herrumbre)

La oxidación del hierro es un conocido proceso de corrosión que origina un significativo impacto económico. Hasta 20% del hierro que se produce en Estados Unidos al año se utiliza para reemplazar objetos de hierro que se desechan debido al daño que les ha causado la corrosión.

La corrosión del hierro requiere del oxígeno y del agua, y el proceso se acelera en función de otros factores como el pH, la presencia de sales, el contacto con metales más difíciles de oxidar que el hierro y el esfuerzo de tensión soportado por el hierro. El proceso de corrosión implica oxidación y reducción, y el metal conduce electricidad. Así, los electrones se pueden mover a través del metal desde una región donde ocurre la oxidación hacia otra donde ocurre

la reducción, como en las celdas voltaicas. Debido a que el potencial estándar de reducción para la reducción del $Fe^{2+}(ac)$ es menos positivo que el de la reducción del O_2, el $Fe(s)$ se puede oxidar mediante el $O_2(g)$:

$$\textit{Cátodo:} \quad O_2(g) + 4\,H^+(ac) + 4\,e^- \longrightarrow 2\,H_2O(l) \qquad E^\circ_{red} = 1.23\ V$$

$$\textit{Ánodo:} \quad Fe(s) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + 2\,e^- \qquad E^\circ_{red} = -0.44\ V$$

Una porción del hierro, frecuentemente asociada con una abolladura o una región sujeta a un esfuerzo de tensión, sirve como un ánodo en el cual el Fe se oxida a Fe^{2+} (▼ **FIGURA 7.24**). Los electrones producidos en la oxidación migran a través del metal de esta región anódica hacia otra porción de la superficie, la cual sirve como el cátodo donde el O_2 se reduce. La reducción del O_2 requiere H^+, de manera que al disminuir la concentración de H^+ (incrementando el pH) hace que la reducción del O_2 sea menos favorable. El hierro en contacto con una disolución cuyo pH sea mayor a 9 no se corroe.

El Fe^{2+} formado en el ánodo finalmente se oxida a Fe^{3+}, el cual forma óxido de hierro(III) hidratado conocido como orín o herrumbre:*

$$4\,Fe^{2+}(ac) + O_2(g) + 4\,H_2O(l) + 2\,xH_2O(l) \longrightarrow 2\,Fe_2O_3 \cdot xH_2O(s) + 8\,H^+(ac)$$

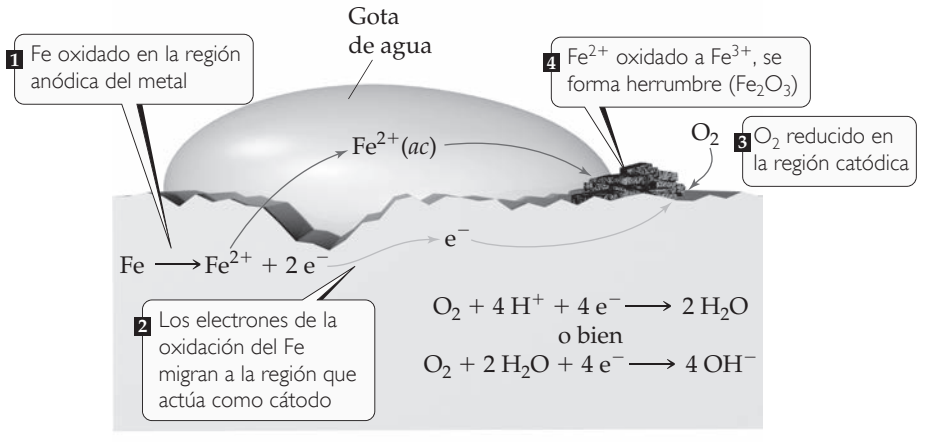
Debido a que, por lo general, el cátodo es el área que tiene el mayor suministro de O_2, con frecuencia ahí se deposita herrumbre. Si se examina detenidamente una pala después de haber estado expuesta al aire húmedo junto con la tierra mojada que se adhiere a la hoja de esta, se podría notar que han ocurrido picaduras bajo la tierra, pero la herrumbre se ha formado en otra parte, donde el O_2 está disponible con más facilidad. Por lo regular, la corrosión más intensa ocasionada por la presencia de sales es evidente en los automóviles en áreas donde los caminos están saturados de sales durante el invierno. Como un puente salino en una celda voltaica, los iones de la sal proporcionan el electrolito necesario para completar el circuito eléctrico.

Prevención de la corrosión del hierro

Con frecuencia, los objetos hechos de hierro se recubren con una capa de pintura u otro metal, como el estaño o el zinc, para protegerlos de la corrosión. Cubrir la superficie con pintura evita que el oxígeno y el agua alcancen la superficie del hierro. Sin embargo, si el recubrimiento se rompe y el hierro se expone al oxígeno y al agua, comenzará la corrosión conforme el hierro se oxide.

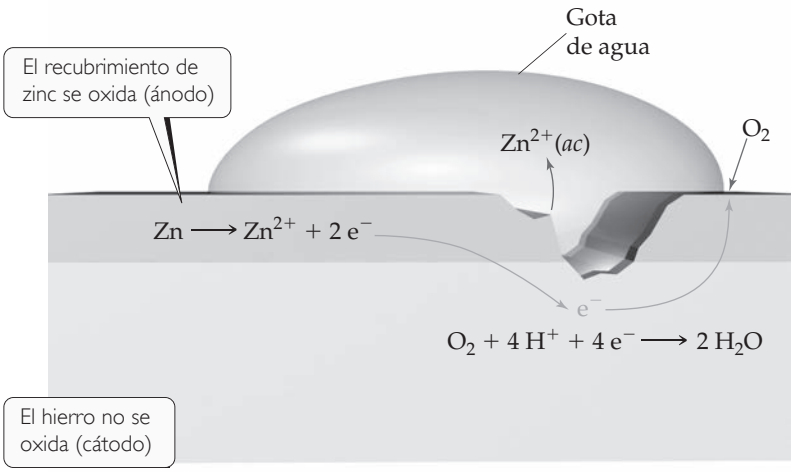
IMAGINE

¿Cuál es el agente oxidante en esta reacción de corrosión?

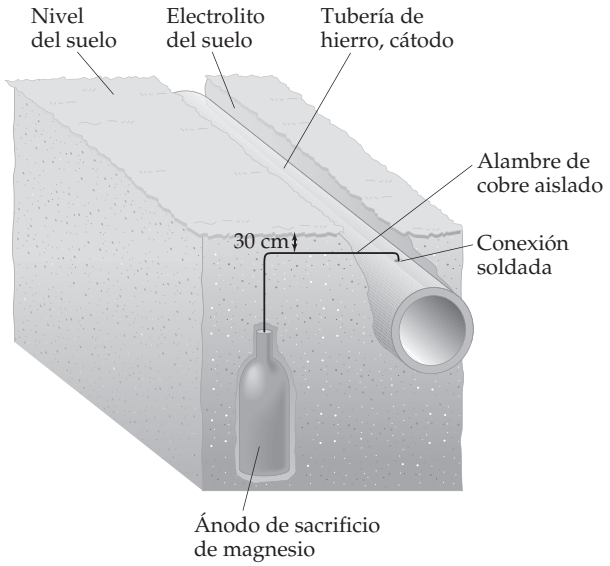


◀ **FIGURA 7.24 Corrosión del hierro en contacto con agua.** Una región del hierro actúa como el cátodo y otra región como el ánodo.

*Con frecuencia, los compuestos metálicos obtenidos de una disolución acuosa tienen agua asociada con ellos. Por ejemplo, el sulfato de cobre(II) se cristaliza del agua con 5 moles de agua por mol de $CuSO_4$. Esta sustancia se representa por la fórmula $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$. La herrumbre es un hidrato de óxido de hierro(III) con una cantidad variable de agua de hidratación. Este contenido variable de agua se representa mediante la fórmula $Fe_2O_3 \cdot xH_2O$.



► **FIGURA 7.25 Protección catódica del hierro en contacto con el zinc.** Los potenciales estándar de reducción son $E°_{red,\,Fe^{2+}} = -0.440$ V, $E°_{red,\,Zn^{2+}} = -0.763$ V, lo que hace al zinc más fácil de oxidar.



▲ **FIGURA 7.26 Protección catódica de una tubería de hierro.** Una mezcla de yeso, sulfato de sodio y arcilla rodea al ánodo de sacrificio de magnesio para facilitar la conductividad de los iones.

Con *hierro galvanizado*, que es hierro recubierto con una capa delgada de zinc, el hierro se protege de la corrosión, incluso después de que se rompe el recubrimiento superficial. Los potenciales estándar de reducción son

$$Fe^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Fe(s) \quad E°_{red} = -0.44\ V$$
$$Zn^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Zn(s) \quad E°_{red} = -0.76\ V$$

Debido a que $E°_{red}$ para Fe^{2+} es menos negativo (más positivo) que $E°_{red}$ para Zn^{2+}, el $Zn(s)$ es más fácil de oxidar que el $Fe(s)$. Así, aun cuando se rompa el recubrimiento de zinc y el hierro galvanizado se exponga al oxígeno y al agua, como en la ▲ **FIGURA 7.25**, el zinc sirve como el ánodo y se corroe (se oxida) en lugar del hierro. El hierro actúa como el cátodo en el cual el O_2 se reduce.

Proteger un metal de la corrosión convirtiéndolo en el cátodo en una celda electroquímica se conoce como **protección catódica**. El metal que se oxida al proteger el cátodo se llama *ánodo de sacrificio*. Con frecuencia, la manera de proteger de la corrosión las tuberías subterráneas y los tanques de almacenamiento hechos de hierro es convirtiendo al hierro en el cátodo de una celda voltaica. Por ejemplo, se colocan piezas de un metal que es más fácil de oxidar que el hierro, como el magnesio ($E°_{red} = -2.37$ V), sepultadas cerca de la tubería o del tanque de almacenamiento y conectadas a través de un alambre (◄ **FIGURA 7.26**). En los suelos húmedos, donde puede ocurrir la corrosión, el metal de sacrificio actúa como el ánodo, y el tubo o el tanque experimentan protección catódica.

PIÉNSELO UN POCO

Con base en los valores de la tabla 7.3, ¿cuál de los siguientes metales podría brindar la protección catódica para el hierro: Al, Cu, Ni, Zn?

REFLEXIÓN

¿Puedo describir la corrosión como un fenómeno electrolítico?

ACTIVIDAD

1. Intégrense en equipos e investiguen en diversas fuentes el impacto que tiene la corrosión a nivel industrial: trascendencia económica, problemas comunes de corrosión en plantas químicas, materiales recomendados para minimizar la corrosión y medidas de protección en contra de la corrosión. Organicen la información y expónganla en plenaria.
2. *a*) Escriba las reacciones del ánodo y cátodo que ocasionan la corrosión del hierro metálico a hierro(II) acuoso. *b*) Escriba las semirreacciones balanceadas implicadas en la oxidación del aire del $Fe^{2+}(ac)$ a $Fe_2O_3 \cdot 3\,H_2O$.
3. *a*) Con base en los potenciales estándar de reducción, ¿esperaría que el cobre metálico se oxidara en condiciones estándar en presencia de iones de oxígeno

e hidrógeno? *b*) Cuando se restauró la estatua de La Libertad se colocaron separadores de teflón entre la estructura de hierro y el cobre metálico de la superficie de la estatua. ¿Qué función desempeñan estos separadores?

▲ PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice las siguientes actividades para incorporarlas a su carpeta de evidencias:

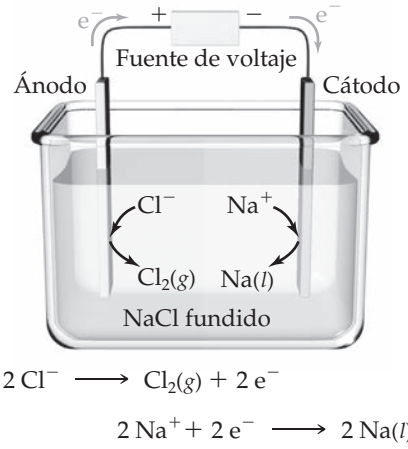
1. Con base en la información obtenida de las exposiciones de la actividad 1, realice un mapa conceptual titulado "Corrosión".
2. *a*) El magnesio metálico se utiliza como ánodo de sacrificio para proteger de la corrosión a las tuberías subterráneas. ¿Por qué nos referimos al magnesio como "ánodo de sacrificio"? *b*) Consulte el apéndice E y sugiera con qué material podrían fabricarse las tuberías subterráneas para que el magnesio fuera un ánodo de sacrificio útil.
6. En un objeto de hierro se deposita una capa de cobalto para protegerlo de la corrosión. ¿El cobalto protege al hierro mediante una protección catódica? Explique su respuesta.

7.9 ELECTRÓLISIS

Las celdas voltaicas se basan en reacciones rédox espontáneas. Sin embargo, también es posible utilizar energía eléctrica para ocasionar que ocurran reacciones rédox *no espontáneas*. Por ejemplo, la electricidad permite descomponer cloruro de sodio fundido en sus elementos constituyentes Na y Cl_2. Dichos procesos impulsados por una fuente externa de energía eléctrica se llaman **reacciones de electrólisis** y se llevan a cabo en las **celdas electrolíticas**.

Una celda electrolítica consta de dos electrodos inmersos en una disolución o una sal fundida. Una batería o alguna otra fuente de corriente eléctrica actúan como una bomba de electrones, empujando estos hacia un electrodo y jalándolos desde el otro. Al igual que en las celdas voltaicas, el electrodo en el cual se efectúa la reducción se llama cátodo y el electrodo en el que se realiza la oxidación se llama ánodo.

En la electrólisis del NaCl fundido, los iones Na^+ aceptan los electrones y se reducen a Na en el cátodo, ► **FIGURA 7.27**. Como los iones Na^+ cerca del cátodo se reducen, los iones adicionales de Na^+ migran hacia él. De igual forma, existe un movimiento neto de iones Cl^- hacia el ánodo donde se oxidan. Las reacciones de electrodo para la electrólisis son



▲ **FIGURA 7.27 Electrólisis del cloruro de sodio fundido.** El NaCl puro se funde a 801 °C.

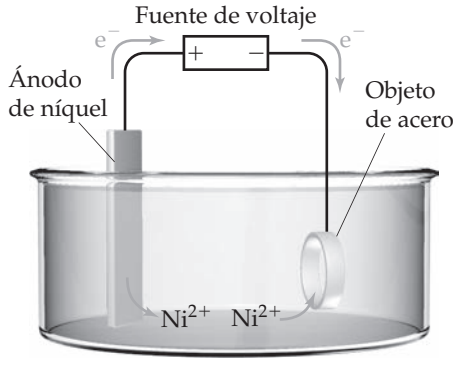
$$\begin{array}{lr} \textit{Cátodo:} & 2\,Na^+(l) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Na(l) \\ \textit{Ánodo:} & 2\,Cl^-(l) \longrightarrow Cl_2(g) + 2\,e^- \\ \hline & 2\,Na^+(l) + 2\,Cl^-(l) \longrightarrow 2\,Na(l) + Cl_2(g) \end{array}$$

Observe cómo la fuente de energía está conectada a los electrodos en la figura 7.27. La terminal positiva está conectada al ánodo y la terminal negativa está conectada al cátodo, lo cual impulsa a los electrones a moverse del ánodo al cátodo.

Debido a los altos puntos de fusión de las sustancias iónicas, la electrólisis de las sales fundidas requiere temperaturas muy altas. ¿Se obtienen los mismos productos si se electroliza la disolución acuosa de una sal en lugar de la sal fundida? Con frecuencia, la respuesta es no, porque el agua podría oxidarse para formar O_2 o reducirse para formar H_2 en lugar de los iones de la sal.

En nuestros ejemplos de la electrólisis del NaCl, los electrodos son *inertes*; no reaccionan y solo actúan como la superficie donde se llevan a cabo la oxidación y la reducción. Sin embargo, diversas aplicaciones prácticas de electroquímica están basadas en electrodos *activos* (electrodos que participan en el proceso de la electrólisis). Por ejemplo, la *electrodeposición* (o galvanoplastia) utiliza el proceso de electrólisis para depositar una delgada capa de un metal sobre otro metal para mejorar la belleza o la resistencia a la corrosión. Ejemplos incluyen la galvanoplastia de níquel o cromo sobre acero y la galvanoplastia de un metal precioso, como la plata, sobre un metal menos costoso.

La ► **FIGURA 7.28** ilustra una celda electrolítica para la galvanoplastia de níquel sobre una pieza de acero. El ánodo es una tira de metal níquel y el cátodo es el acero. Los electrodos



▲ **FIGURA 7.28** **Celda electrolítica con un electrodo metálico activo.** El níquel del ánodo se disuelve para formar $Ni^{2+}(ac)$. En el cátodo se reduce el $Ni^{2+}(ac)$ y forma una "chapa" de níquel sobre el cátodo de acero.

están sumergidos en una disolución de $NiSO_4(ac)$. Cuando se aplica un voltaje externo, la reducción ocurre en el cátodo. El potencial estándar de reducción de Ni^{2+} ($E°_{red} = -0.28$ V) es menos negativo que el de H_2O ($E°_{red} = -0.83$ V), de manera que el Ni^{2+} se reducirá preferencialmente depositándose una capa de metal níquel sobre el cátodo de acero.

En el ánodo se oxida el metal níquel. Para explicar este comportamiento es necesario comparar las sustancias en contacto con el ánodo, el H_2O y el $NiSO_4(ac)$, con el material del ánodo, Ni. Para la disolución $NiSO_4(ac)$, ni el Ni^{2+} ni el SO_4^{2-} pueden oxidarse (ambos ya tienen a sus elementos en su estado de oxidación más alto posible). Sin embargo, el disolvente H_2O y los átomos de Ni en el ánodo pueden experimentar oxidación:

$$2\,H_2O(l) \longrightarrow O_2(g) + 4\,H^+(ac) + 4\,e^- \qquad E°_{red} = +1.23\text{ V}$$

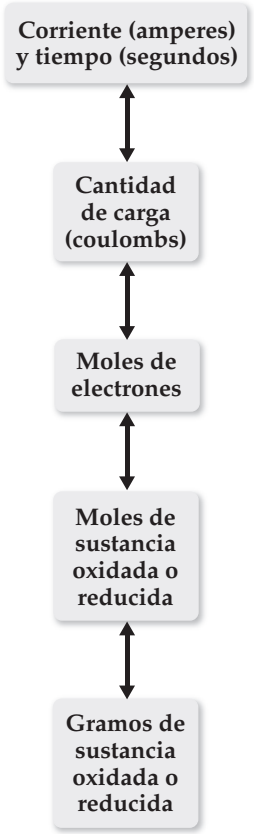
$$Ni(s) \longrightarrow Ni^{2+}(ac) + 2\,e^- \qquad E°_{red} = -0.28\text{ V}$$

En secciones anteriores del presente capítulo se mencionó que la semirreacción con el $E°_{red}$ más negativo experimenta oxidación más fácilmente. (Recuerde de la figura 7.14, que los agentes reductores más poderosos, los cuales son sustancias que se oxidan más con más facilidad, tienen los valores más negativos de $E°_{red}$). Así, el Ni(*s*), con su $E°_{red} = -0.28$ V, se oxida en el ánodo en lugar del H_2O. Si se aprecia la reacción general, parecería como si nada hubiera ocurrido. Sin embargo, eso no es cierto porque se transfieren átomos de Ni desde el ánodo de Ni hacia el cátodo de acero, depositándose una capa delgada de átomos de níquel sobre el electrodo de acero.

La fem estándar de la reacción general es:

$$E°_{celda} = E°_{red}\,(\text{cátodo}) - E°_{red}\,(\text{ánodo}) = (-0.28\text{ V}) - (-0.28\text{ V}) = 0$$

Como la fem estándar es cero, solo se necesita una fem pequeña para proporcionar la transferencia de átomos de níquel desde un electrodo hacia el otro.



▲ **FIGURA 7.29** **Relación entre la carga y las cantidades de reactivo y producto en las reacciones de electrólisis.**

Aspectos cuantitativos de la electrólisis

La estequiometría de una semirreacción indica cuántos electrones se requieren para lograr un proceso electrolítico. Por ejemplo, la reducción del Na^+ a Na es un proceso de un electrón:

$$Na^+ + e^- \longrightarrow Na$$

Así, 1 mol de electrones deposita 1 mol de Na metálico, 2 moles de electrones depositan 2 moles de Na metálico, y así sucesivamente. De igual forma, son necesarios 2 moles de electrones para producir 1 mol de Cu a partir de Cu^{2+}, y se requieren 3 moles de electrones para producir 1 mol de Al a partir de Al^{3+}:

$$Cu^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Cu$$

$$Al^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow Al$$

Para cualquier semirreacción, la cantidad de una sustancia que se reduce o se oxida en una celda electrolítica es directamente proporcional al número de electrones que se introducen en la celda.

La cantidad de carga que pasa a través de un circuito eléctrico, como el de una celda electrolítica, se mide en *coulombs*. Recordemos que la carga de 1 mol de electrones es 96,485 C. Un coulomb es la cantidad de carga que pasa por un punto en un circuito en 1 s cuando la corriente es de 1 ampere (A). Por lo tanto, se puede obtener el número de coulombs que pasan a través de una celda al multiplicar la corriente en amperes por el tiempo transcurrido en segundos.

$$\text{Coulombs} = \text{amperes} \times \text{segundos} \qquad [7.24]$$

La ◀ **FIGURA 7.29** muestra cómo las cantidades de las sustancias que se producen o se consumen en la electrólisis están relacionadas con la cantidad de carga eléctrica que se utiliza. Las mismas relaciones se aplican a las celdas voltaicas. En otras palabras, los electrones se pueden representar como "reactivos" o como "productos" en las reacciones de electrólisis.

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

La electrometalurgia del aluminio

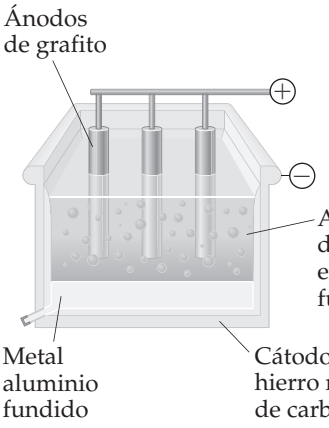
Muchos procesos utilizados para producir o refinar metales se basan en la electrólisis. Colectivamente, estos procesos constituyen la *electrometalurgia*. Algunos procedimientos electrometalúrgicos implican electrólisis de una sal fundida, mientras que otros requieren de una disolución acuosa.

Los métodos electrolíticos que emplean sales fundidas son importantes para obtener los metales más activos, como el sodio, el magnesio y el aluminio. Estos metales no pueden obtenerse mediante una disolución acuosa porque el agua se reduce más fácilmente que los iones metálicos. Los potenciales estándar de reducción del agua en condiciones ácidas ($E°_{red} = 0.00$ V) y básicas ($E°_{red} = -0.83$ V) son más positivos que los correspondientes para Na ($E°_{red} = -2.71$ V), Mg^{2+} ($E°_{red} = -2.37$ V) y Al^{3+} ($E°_{red} = -1.66$ V).

Históricamente, la obtención del metal aluminio ha sido un reto. Se obtiene de una mena de bauxita, que se trata químicamente para concentrar óxido de aluminio (Al_2O_3). El punto de fusión del óxido de aluminio es alrededor de 2000 °C, el cual es muy alto para permitir su empleo como un medio fundido para la electrólisis.

El proceso electrolítico utilizado comercialmente para producir aluminio es el *proceso de Hall-Héroult*, nombrado así en honor a sus inventores, Charles M. Hall y Paul Héroult. Alrededor de 1885, Hall (▼ **FIGURA 7.30**) empezó a trabajar sobre el problema de reducir el aluminio, después de que un profesor le informó lo difícil que es reducir las menas de los metales muy activos. Antes del desarrollo de un proceso electrolítico, el aluminio se obtenía mediante una reducción química empleando sodio o potasio como agente reductor, un costoso procedimiento que encareció al metal. A finales de 1852, el costo del aluminio era de 545 dólares por libra, más caro que el oro. Durante la Exposición de París en 1855, el aluminio fue exhibido como un metal raro, no obstante que es el tercer elemento más abundante en la corteza terrestre.

◄ **FIGURA 7.30 Charles M. Hall (1863-1914) en su juventud.**



◄ **FIGURA 7.31 Proceso de Hall-Héroult.** Como el aluminio fundido es más denso que la mezcla de criolita (Na_3AlF_6) y Al_2O_3, el metal se colecta en el fondo de la celda.

Hall tenía 21 años de edad cuando inició su investigación; en sus estudios utilizó equipo prestado y hecho a mano, y se instaló en un almacén de leña que adaptó como laboratorio. Al cabo de un año desarrolló un procedimiento electrolítico empleando un compuesto iónico que se funde para formar un medio conductor que disuelve el Al_2O_3, pero que no interfiere con las reacciones de electrólisis. El compuesto iónico que seleccionó era el relativamente raro mineral criolita (Na_3AlF_6). Héroult, de la misma edad que Hall, realizó simultáneamente el mismo descubrimiento en Francia de manera independiente. Gracias a la investigación de estos dos jóvenes científicos, fue factible la producción comercial de aluminio a gran escala, con lo que se convirtió en un metal común y familiar. La fábrica que Hall construyó para producir aluminio evolucionó a la Alcoa Corporation.

En el proceso Hall-Héroult, el Al_2O_3 se disuelve en criolita fundida, la cual se funde a 1012 °C y es un efectivo conductor eléctrico (▲ **FIGURA 7.31**). Las varillas de grafito se emplean como ánodos y se consumen durante la electrólisis:

$$\textit{Ánodo:} \quad C(s) + 2\,O^{2-}(l) \longrightarrow CO_2(g) + 4\,e^-$$

$$\textit{Cátodo:} \quad 3\,e^- + Al^{3+}(l) \longrightarrow Al(l)$$

Se necesita gran cantidad de energía eléctrica en el proceso Hall-Héroult, por lo que la industria del aluminio consume cerca de 2% de la energía eléctrica generada en Estados Unidos. Como el aluminio reciclado solo requiere 5% de la energía para producir aluminio "nuevo", se logra un gran ahorro si se incrementa la cantidad de aluminio reciclado. En Estados Unidos se recicla cerca de 42% del aluminio después del consumo.

EJERCICIO RESUELTO 7.15 Relación de la carga eléctrica y de las cantidades de sustancia y de materia en la electrólisis

Calcule el número de gramos de aluminio producidos en 1.00 h mediante la electrólisis de $AlCl_3$ fundido si la corriente eléctrica es de 10.0 A.

SOLUCIÓN

Análisis Se indica que se electroliza el $AlCl_3$ para producir Al y se pide calcular el número de gramos de Al producidos en 1.00 h con 10.0 A.

Estrategia La figura 7.29 constituye un mapa de ruta para resolver este problema. Primero, el producto del amperaje y el tiempo en segundos da el número de coulombs de carga eléctrica que se utilizan (ecuación 7.24). Segundo, los coulombs se pueden convertir con la constante de Faraday ($F = 96{,}485$ C/mol electrones) para indicar el número de moles de electrones que se proporcionan. Tercero, la reducción de 1 mol de Al^{3+} a Al requiere 3 moles de electrones. De esta manera, se emplea el número de moles de electrones para calcular el número de moles de Al metálico que produce. Por último, los moles de Al se convierten a gramos.

Solución Primero, se calculan los coulombs de carga eléctrica que pasan a través de la celda electrolítica:

$$\text{Coulombs} = \text{amperes} \times \text{segundos} = (10.0\text{ A})(1.00\text{ h})\left(\frac{3600\text{ s}}{\text{h}}\right) = 3.60 \times 10^4\text{ C}$$

Segundo, se calcula el número de moles de electrones que pasan al interior de la celda:

$$\text{Moles e}^- = (3.60 \times 10^4\text{ C})\left(\frac{1\text{ mol e}^-}{96{,}485\text{ C}}\right) = 0.373\text{ mol e}^-$$

Tercero, se relaciona el número de moles de electrones con el número de moles de aluminio que se forman, con la semirreacción para la reducción de Al^{3+}:

$$Al^{3+} + 3\,e^- \longrightarrow Al$$

Así, se requieren 3 moles de electrones para formar 1 mol de Al:

$$\text{Moles Al} = (0.373\text{ mol e}^-)\left(\frac{1\text{ mol Al}}{3\text{ mol e}^-}\right) = 0.124\text{ mol Al}$$

Finalmente, se convierten los moles en gramos:

$$\text{Gramos de Al} = (0.124\text{ mol Al})\left(\frac{27.0\text{ g Al}}{1\text{ mol Al}}\right) = 3.36\text{ g Al}$$

Debido a que cada etapa implica la multiplicación por un nuevo factor, las etapas se pueden combinar:

$$\text{Gramos de Al} = (3.60 \times 10^4\text{ C})\left(\frac{1\text{ mol e}^-}{96{,}485\text{ C}}\right)\left(\frac{1\text{ mol Al}}{3\text{ mol e}^-}\right)\left(\frac{27.0\text{ g Al}}{1\text{ mol Al}}\right) = 3.36\text{ g Al}$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

a) La semirreacción para la formación de magnesio metálico por medio de la electrólisis de $MgCl_2$ fundido es $Mg^{2+} + 2\,e^- \longrightarrow Mg$. Calcule la masa del magnesio que se forma al paso de una corriente de 60.0 A durante un periodo de 4.00×10^3 s. *b*) ¿Cuántos segundos se requieren para producir 50.0 g de Mg a partir de $MgCl_2$ si la corriente es de 100.0 A?

Respuestas: *a*) 30.2 g de Mg, *b*) 3.97×10^3 s

EJERCICIO DE INTEGRACIÓN RESUELTO Conjunción de conceptos

La K_{ps} a 298 K del fluoruro de hierro(II) es 2.4×10^{-6}. *a*) Escriba una semirreacción que genere los productos probables de la reducción del $FeF_2(s)$ por medio de dos electrones en agua. *b*) Con base en el valor de K_{ps} y el potencial estándar de reducción del $Fe^{2+}(ac)$, calcule el potencial estándar de reducción para la semirreacción del inciso *a*). *c*) Explique la diferencia entre el potencial de reducción en el inciso *a*) y el potencial de reducción para el $Fe^{2+}(ac)$.

SOLUCIÓN

Análisis Será necesario combinar lo que se sabe con respecto a las constantes de equilibrio y la electroquímica para obtener los potenciales de reducción.

Estrategia En el inciso *a*) es necesario determinar cuál ion, Fe^{2+} o F^-, es más probable que se reduzca por medio de dos electrones, para luego completar la reacción general $FeF_2 + 2\,e^- \longrightarrow ?$. En el inciso *b*) es necesario escribir la ecuación química asociada con K_{ps} y ver cómo se relaciona con $E°$ para la semirreacción de reducción en *a*). En el inciso *c*) es necesario comparar $E°$ de *b*) con el valor para la reducción de Fe^{2+}.

Solución

a) El fluoruro de hierro(II) es una sustancia iónica que consta de iones Fe^{2+} y F^-. Debemos predecir cuál de los iones FeF_2 puede recibir dos electrones. No es posible imaginar la adición de electrones a los iones F^- para formar F^{2-}, así que es más probable la reducción de iones Fe^{2+} a $Fe(s)$. Por lo tanto, se predice la semirreacción

$$FeF_2(s) + 2\,e^- \longrightarrow Fe(s) + 2\,F^-(ac)$$

b) El valor K_{ps} para FeF_2 se refiere al siguiente:

$$FeF_2(s) \rightleftharpoons Fe^{2+}(ac) + 2\,F^-(ac) \qquad K_{ps} = [Fe^{2+}][F^-]^2 = 2.4 \times 10^{-6}$$

Se pide también el uso del potencial estándar de reducción de Fe^{2+}, cuya semirreacción y potenciales estándar de reducción aparecen en el apéndice E:

$$Fe^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Fe(s) \qquad E = -0.440\text{ V}$$

De acuerdo con la ley de Hess, si es posible sumar ecuaciones químicas para obtener una ecuación deseada, entonces es posible sumar también sus funciones de estado termodinámicas asociadas, como ΔH y ΔG, con la finalidad de determinar esa cantidad termodinámica para la reacción deseada. Así, se requiere considerar si las tres ecuaciones bajo estudio pueden combinarse de manera similar. Observe que si se agrega la reacción de K_{ps} a la semirreacción estándar de reducción para Fe^{2+} se obtiene la semirreacción deseada:

1. $FeF_2(s) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + 2\,F^-(ac)$
2. $Fe^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Fe(s)$

General: 3. $FeF_2(s) + 2\,e^- \longrightarrow Fe(s) + 2\,F^-(ac)$

La reacción 3 es todavía una semirreacción, de manera que se observan los electrones libres.

Si se conoce $\Delta G°$ para las reacciones 1 y 2, podrían sumarse para obtener $\Delta G°$ en el caso de la reacción 3. Se puede relacionar $\Delta G°$ con $E°$ mediante $\Delta G° = -nFE°$ (ecuación 7.15) y con K por medio de $\Delta G° = -RT \ln K$ (véase la figura 7.16). Aún más, se conoce que K para la reacción 1 es la K_{ps} de FeF_2, y se tiene $E°$ para la reacción 2. Por lo tanto, es posible calcular $\Delta G°$ para las reacciones 1 y 2:

Reacción 1:

$$\Delta G° = -RT \ln K = -(8.314 \text{ J/K mol})(298 \text{ K}) \ln(2.4 \times 10^{-6}) = 3.21 \times 10^4 \text{ J/mol}$$

Reacción 2:

$$\Delta G° = -nFE° = -(2)(96{,}485 \text{ C/mol})(-0.440 \text{ J/C}) = 8.49 \times 10^4 \text{ J/mol}$$

(Recuerde que 1 volt es 1 joule por coulomb).

Entonces $\Delta G°$ para la reacción 3, la que se desea, es la suma de los valores de $\Delta G°$ para las reacciones 1 y 2:

$$3.21 \times 10^4 \text{ J/mol} + 8.49 \times 10^4 \text{ J/mol} = 1.17 \times 10^5 \text{ J/mol}$$

Es posible convertirla fácilmente a $E°$ a partir de la relación $\Delta G° = -nFE°$:

$$1.17 \times 10^5 \text{ J/mol} = -(2)(96{,}485 \text{ C/mol})\, E°$$

$$E° = \frac{1.17 \times 10^5 \text{ J/mol}}{-(2)(96{,}485 \text{ C/mol})} = -0.606 \text{ J/C} = -0.606 \text{ V}$$

c) El potencial estándar de reducción para FeF_2 (-0.606 V) es más negativo que para el de Fe^{2+} (-0.440 V), indicando que la reducción de FeF_2 es un proceso menos favorable. Cuando se reduce FeF_2, no solo se reducen los iones Fe^{2+}, sino también se rompen enlaces del sólido iónico. Debido a que se debe superar esta energía adicional, la reducción de FeF_2 es menos favorable que la reducción de Fe^{2+}.

REFLEXIÓN

¿Puedo describir el mecanismo por el cual se lleva a cabo la electrólisis?

ACTIVIDAD

1. *a*) ¿Qué es la *electrólisis*? *b*) ¿Las reacciones de electrólisis son termodinámicamente espontáneas? Explique su respuesta. *c*) ¿Qué proceso ocurre en el ánodo durante la electrólisis de NaCl fundido? *d*) ¿Por qué no se obtiene sodio metálico cuando una disolución acuosa de NaCl experimenta electrólisis?

2. *a*) ¿Qué es una *celda electrolítica*? *b*) La terminal negativa de una fuente de voltaje se conecta a un electrodo de una celda electrolítica. ¿El electrodo es el ánodo o el cátodo de la celda? Explique. *c*) La electrólisis del agua con frecuencia se realiza agregando una pequeña cantidad de ácido sulfúrico. ¿Cuál es la función del ácido sulfúrico? *d*) ¿Por qué los metales activos, como el Al, se obtienen mediante electrólisis empleando sales fundidas en lugar de disoluciones acuosas?

3. *a*) La electrólisis de una disolución de $Cr^{3+}(ac)$ se realiza utilizando una corriente de 7.60 A. ¿Qué masa de Cr(*s*) se habrá depositado después de 2.00 días? *b*) ¿Qué amperaje se necesita para que se depositen 0.250 moles de Cr a partir de una disolución de Cr^{3+} en un periodo de 8.00 h?

4. Es posible obtener magnesio metálico por medio de la electrólisis de $MgCl_2$ fundido. *a*) ¿Qué masa de Mg se forma al pasar una corriente de 4.55 A a través de $MgCl_2$ fundido durante 4.50 días? *b*) ¿Cuántos minutos se necesitan para que se depositen 25.00 g de Mg a partir de $MgCl_2$ fundido, utilizando una corriente de 3.50 A?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Con la información de las preguntas 1 y 2 de la actividad anterior, realice un pequeño ensayo, debidamente referenciado, de la electrólisis y sus aplicaciones actuales.

2. *a*) Calcule la masa de Li que se forma por la electrólisis de LiCl fundido por medio de una corriente de 7.5×10^4 A que fluye por un periodo de 24 h. Suponga que la celda electrolítica es 85% eficiente. *b*) ¿Cuál es el voltaje mínimo requerido para impulsar la reacción?

EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN

BALANCEO DE REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

1. Complete y balancee las siguientes semirreacciones. En cada caso, indique si la semirreacción es una oxidación o una reducción.

a) $Mo^{3+}(ac) \longrightarrow Mo(s)$ (solución ácida)

b) $H_2SO_3(ac) \longrightarrow SO_4^{2-}(ac)$ (solución ácida)

c) $NO_3^-(ac) \longrightarrow NO(g)$ (solución ácida)

d) $O_2(g) \longrightarrow H_2O(l)$ (solución ácida)

e) $O_2(g) \longrightarrow H_2O(l)$ (solución básica)

f) $Mn^{2+}(ac) \longrightarrow MnO_2(s)$ (solución básica)

g) $Cr(OH)_3(s) \longrightarrow CrO_4^{2-}(ac)$ (solución básica)

POTENCIALES DE CELDA EN CONDICIONES ESTÁNDAR

2. ¿Una celda voltaica consta de una tira de cadmio metálico en una disolución de $Cd(NO_3)_2$ en un vaso de precipitados, y en el otro vaso se sumerge un electrodo de platino en una disolución de NaCl con Cl_2 gaseoso burbujeando alrededor del electrodo. Un puente salino conecta los dos vasos. *a*) ¿Cuál electrodo actúa como el ánodo y cuál como el cátodo? *b*) ¿El electrodo de Cd gana o pierde masa al realizarse la reacción de celda? *c*) Escriba la ecuación para la reacción de celda general. *d*) ¿Cuál es la fem generada por la celda en condiciones estándar?

PODER DE LOS AGENTES OXIDANTE Y REDUCTOR

3. Utilice los datos del apéndice E para elegir, de cada uno de los siguientes pares de sustancias, el que sea el agente reductor más poderoso:

a) Fe(*s*) o Mg(*s*)

b) Ca(*s*) o Al(*s*)

c) H_2(*g*, disolución ácida) o $H_2S(g)$

d) $BrO_3^-(ac)$ o $IO_3^-(ac)$

4. De acuerdo con los datos del apéndice E, *a*) ¿cuál de las siguientes sustancias es el agente oxidante más poderoso y cuál es el menos poderoso en una disolución ácida: Br_2, H_2O_2, Zn, $Cr_2O_7^{2-}$? *b*) ¿Cuál de las siguientes sustancias es el agente reductor más poderoso y cuál es el menos poderoso en una disolución ácida: F^-, Zn, $N_2H_5^+$, I_2, NO?

5. El potencial estándar de reducción para la reducción de $Eu^{3+}(ac)$ a $Eu^{2+}(ac)$ es de −0.43 V. Con base en el apéndice E, ¿cuál de las siguientes sustancias es capaz de reducir $Eu^{3+}(ac)$ a $Eu^{2+}(ac)$ en condiciones estándar: Al, Co, H_2O_2, $N_2H_5^+$, $H_2C_2O_4$?

6. El potencial estándar de reducción para la reducción de $RuO_4^-(ac)$ a $RuO_4^{2-}(ac)$ es de +0.59 V. Con base en el apéndice E, ¿cuál de las siguientes sustancias puede oxidar $RuO_4^{2-}(ac)$ a $RuO_4^-(ac)$ en condiciones estándar: $Br_2(l)$, $BrO_3^-(ac)$, $Mn^{2+}(ac)$, $O_2(g)$, $Sn^{2+}(ac)$?

ENERGÍA LIBRE Y REACCIONES RÉDOX

7. Utilizando los potenciales estándar de reducción que aparecen en el apéndice E, calcule la constante de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones a 298 K:

a) $Cu(s) + 2\,Ag^+(ac) \longrightarrow Cu^{2+}(ac) + 2\,Ag(s)$

b) $3\,Ce^{4+}(ac) + Bi(s) + H_2O(l) \longrightarrow 3\,Ce^{3+}(ac) + BiO^+(ac) + 2\,H^+(ac)$

c) $N_2H_5^+(ac) + 4\,Fe(CN)_6^{3-}(ac) \longrightarrow N_2(g) + 5\,H^+(ac) + 4\,Fe(CN)_6^{4-}(ac)$

8. Una celda tiene un potencial estándar de celda de +0.177 V a 298 K. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio para la reacción *a*) si $n = 1$? *b*) si $n = 2$? *c*) si $n = 3$?

FEM DE CELDAS EN CONDICIONES NO ESTÁNDAR

9. Se construye una celda voltaica con dos electrodos $Zn^{2+} - Zn$. Los dos compartimentos de celda tienen una $[Zn^{2+}] = 1.8\ M$ y $[Zn^{2+}] = 1.00 \times 10^{-2}\ M$, respectivamente. *a*) ¿Cuál electrodo es el ánodo de la celda? *b*) ¿Cuál es la fem estándar de la celda? *c*) ¿Cuál es la fem de la celda para las concentraciones dadas? *d*) Para cada electrodo prediga si $[Zn^{2+}]$ aumentará, disminuirá o permanecerá igual a medida que funcione la celda.

BATERÍAS Y CELDAS DE COMBUSTIBLE

10. Durante un periodo de descarga de una batería de plomo y ácido, 402 g de Pb del ánodo se convierten en $PbSO_4(s)$. *a*) ¿Qué masa de $PbO_2(s)$ se reduce en el cátodo durante este mismo periodo? *b*) ¿Cuántos coulombs de carga eléctrica se transfieren del Pb al PbO_2?

11. *a*) Suponga que una batería alcalina se fabricó con cadmio metálico en lugar de zinc. ¿Qué efecto tendría esto sobre la fem de la celda? *b*) ¿Qué ventaja ambiental se generaría con el uso de baterías de níquel y un hidruro metálico sobre las baterías níquel-cadmio?

CORROSIÓN

12. El manual de un plomero indica que una tubería de latón no debe conectarse directamente con tuberías de acero galvanizado, debido a que las reacciones electroquímicas entre los dos metales ocasionarán corrosión. El manual recomienda utilizar una junta aislada para conectarlas. El latón es una mezcla de cobre y zinc. ¿Qué reacciones espontáneas rédox podrían ocasionar la corrosión? Justifique su respuesta con cálculos de fem estándar.

13. El manual de un plomero indica que una tubería de cobre no debe conectarse directamente con una tubería de acero, debido a que las reacciones electroquímicas entre los dos metales ocasionarán corrosión. El manual recomienda utilizar una junta aislada para conectarlas. ¿Qué reacciones rédox espontáneas podrían ocasionar la corrosión? Justifique su respuesta con cálculos de fem estándar.

ELECTRÓLISIS

14. El calcio elemental se produce por la electrólisis de $CaCl_2$ fundido. *a*) ¿Qué masa de calcio se produce mediante este proceso si se aplica una corriente de 7.5×10^3 A durante 48 h? Suponga que la celda electrolítica tiene una eficiencia de 68%. *b*) ¿Cuál es el voltaje mínimo necesario para provocar la electrólisis?

15. El oro metálico se colecta bajo el ánodo cuando el metal cobre crudo se refina mediante electrólisis. Explique este comportamiento.

16. El cobre crudo sujeto a electrorrefinación contiene telurio como una impureza. El potencial estándar de reducción entre el telurio y su estado de oxidación común más bajo, Te^{4+}, es

$$Te^{4+}(ac) + 4\,e^- \longrightarrow Te(s) \quad E^\circ_{red} = 0.57\ V$$

A partir de esta información, describa el destino probable de las impurezas de telurio durante la electrorrefinación. ¿Las impurezas caen al fondo del baño de refinación, inalteradas, conforme el cobre se oxida o pasan a la disolución? Si van a la disolución, ¿se depositan sobre el cátodo?

17. El oro existe en dos estados de oxidación positivos comunes, +1 y +3. Los potenciales estándar de reducción de estos estados de oxidación son

$$Au^+(ac) + e^- \longrightarrow Au(s) \quad E^\circ_{red} = +1.69\ V$$
$$Au^{3+}(ac) + 3\,e^- \longrightarrow Au(s) \quad E^\circ_{red} = +1.50\ V$$

a) Utilice estos datos para explicar por qué el oro no se empaña en el aire. *b*) Sugiera varias sustancias que deberían ser agentes oxidantes lo suficientemente poderosos para oxidar el oro metálico. *c*) Los mineros obtienen oro remojando menas que contienen oro en disoluciones acuosas de cianuro de sodio. En la disolución acuosa se forma un ion complejo de oro muy soluble debido a la reacción rédox

$$4\,Au(s) + 8\,NaCN(ac) + 2\,H_2O(l) + O_2(g) \longrightarrow 4\,Na[Au(CN)_2](ac) + 4\,NaOH(ac)$$

¿Qué especie se oxida y cuál se reduce en esta reacción? *d*) Los mineros que extraen oro después hacen reaccionar la disolución producto acuosa básica del inciso *c*) con polvo de Zn para obtener oro metálico. Escriba una reacción rédox balanceada para este proceso. ¿Qué sustancia se oxida y cuál se reduce?

18. Se construye una celda voltaica a partir de una semicelda de $Ni^{2+}(ac)$-$Ni(s)$ y de una semicelda de $Ag^+(ac)$-$Ag(s)$. La concentración inicial de $Ni^{2+}(ac)$ en la semicelda de Ni^{2+}-Ni es $[Ni^{2+}] = 0.0100\ M$. El voltaje de celda inicial es +1.12 V. *a*) Utilizando los datos de la tabla 7.3, calcule la fem estándar de esta celda voltaica. *b*) ¿La concentración de $Ni^{2+}(ac)$ aumentará o disminuirá cuando la celda opere? *c*) ¿Cuál es la concentración inicial de $Ag^+(ac)$ en la semicelda Ag^+-Ag?

19. Se construye una celda voltaica que utiliza las siguientes semirreacciones:

$$Cu^+(ac) + e^- \longrightarrow Cu(s)$$
$$I_2(s) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,I^-(ac)$$

La celda opera a 298 K con $[Cu^+] = 0.25\ M$ y $[I^-] = 3.5\ M$. *a*) Determine E para la celda con estas concentraciones. *b*) ¿Qué electrodo es el ánodo de la celda? *c*) ¿La respuesta al inciso *b*) sería la misma si la celda operara en condiciones estándar? *d*) ¿Si $[Cu^+]$ fuera igual a 0.15 *M*, a qué concentración de I^- la celda tendría un potencial de cero?

20. *a*) Escriba las reacciones para la carga y descarga de una batería recargable de níquel-cadmio (nicad). *b*) Dados los siguientes potenciales de reducción, calcule la fem estándar de la celda:

$$Cd(OH)_2(s) + 2\,e^- \longrightarrow Cd(s) + 2\,OH^-(ac) \quad E^\circ_{red} = -0.76\ V$$
$$NiO(OH)(s) + H_2O(l) + e^- \longrightarrow Ni(OH)_2(s) + OH^-(ac) \quad E^\circ_{red} = +0.49\ V$$

c) Una celda voltaica nicad típica genera una fem de +1.30 V. ¿Por qué hay una diferencia entre este valor y el que calculó en

el inciso *b*)? *d*) Calcule la constante de equilibrio para la reacción general de nicad con base en este valor típico de fem.

21. La capacidad de las baterías como la típica batería alcalina AA se expresa en unidades de miliampere-hora (mAh). Una batería alcalina AA produce una capacidad nominal de 2850 mAh. *a*) ¿Qué cantidad de interés para el consumidor se expresa en unidades de mAh? *b*) El voltaje inicial de una batería alcalina nueva es de 1.55 V. El voltaje disminuye durante la descarga y es de 0.80 V. Si suponemos que el voltaje disminuye linealmente conforme se sustrae la corriente, estime el trabajo eléctrico máximo que la batería podría realizar durante la descarga.

22. Si fuera a aplicar un pequeño potencial a un barco de acero que se encuentra en el agua como un medio para inhibir la corrosión, ¿aplicaría una carga negativa o una positiva? Explique.

23. *a*) ¿Cuántos coulombs se necesitan para depositar una capa de cromo metálico de 0.25 mm de espesor sobre el parachoques de un automóvil con un área total de 0.32 m^2, a partir de una disolución que contiene CrO_4^{2-}? La densidad del cromo metálico es 7.20 g/cm^3. *b*) ¿Qué flujo de corriente se necesita para llevar a cabo este depósito electrolítico si en el parachoques se depositará el Cr en 10.0 s? *c*) Si la fuente externa tiene una fem de +6.0 V y la celda electrolítica tiene una eficiencia de 65%, ¿cuánta potencia eléctrica se necesita para electrodepositar el Cr en el parachoques?

24. El magnesio se obtiene mediante electrólisis del $MgCl_2$ fundido. *a*) ¿Por qué en la electrólisis no se utiliza una disolución acuosa de $MgCl_2$? *b*) Varias celdas se conectan en paralelo mediante cables de cobre que transmiten corriente a las celdas. Suponiendo que las celdas son 96% eficientes al generar los productos deseados en la electrólisis, ¿qué masa de Mg se forma al paso de una corriente de 97,000 A por un periodo de 24 horas?

25. Calcule el número de kilowatts-hora de electricidad requerida para producir 1.0×10^3 kg (1 tonelada métrica) de aluminio mediante electrólisis de Al^{3+}, si el voltaje aplicado es 4.50 V y el proceso es 45% eficiente.

EJERCICIOS DE INTEGRACIÓN

1. El proceso Haber es el método industrial principal para convertir nitrógeno en amoniaco:

$$N_2(g) + 3\,H_2(g) \longrightarrow 2\,NH_3(g)$$

a) ¿Qué sustancia se oxida y cuál se reduce? *b*) Utilizando los datos termodinámicos del apéndice C, calcule la constante de equilibrio del proceso a temperatura ambiente. *c*) Calcule la fem estándar del proceso Haber a temperatura ambiente.

2. El hidrógeno gaseoso tiene las características de un combustible limpio cuando reacciona con oxígeno. La reacción importante es:

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(l)$$

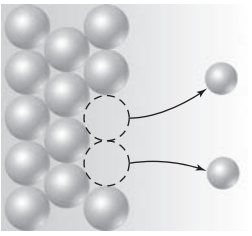
Considere dos posibles formas de utilizar esta reacción como fuente de energía eléctrica: **i.** El hidrógeno y el oxígeno gaseosos se queman y se utilizan para manejar un generador, de forma parecida a como se utiliza en la actualidad el carbón en la industria de energía eléctrica; **ii.** el hidrógeno y oxígeno gaseosos se utilizan para generar electricidad directamente utilizando celdas de combustible que operan a 85 °C. *a*) Utilice los datos del apéndice C para calcular $\Delta H°$ y $\Delta S°$ de la reacción anterior. Supondremos que estos valores no cambian apreciablemente con la temperatura. *b*) Con base en los valores del inciso *a*), ¿qué tendencia esperaría para la magnitud de ΔG para la reacción anterior conforme aumenta la temperatura? *c*) ¿Cuál es el significado del cambio en la magnitud de ΔG con la temperatura con respecto a la utilidad del hidrógeno como combustible? *d*) Con base en este análisis, ¿sería más eficiente utilizar el método de combustión o el método de celda de combustible para generar energía eléctrica a partir del hidrógeno?

3. Un estudiante diseña un amperímetro (un dispositivo que mide la corriente eléctrica), que se basa en la electrólisis del agua en hidrógeno y oxígeno gaseosos. Cuando una corriente eléctrica de magnitud desconocida pasa a través del dispositivo durante 2.00 min, se colectan 12.3 mL de $H_2(g)$ saturado de agua. La temperatura del sistema es 25.5 °C y la presión atmosférica es 768 torr. ¿Cuál es la magnitud de la corriente en amperes?

AUTOEVALUACIÓN

1. Usted habrá escuchado que los "antioxidantes" son buenos para la salud. Con base en lo aprendido en este capítulo, ¿qué será un "antioxidante"?

2. El siguiente diagrama representa una vista molecular de un proceso que ocurre en un electrodo dentro de una celda voltaica.



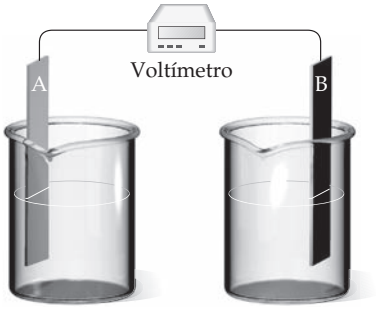
a) ¿El proceso representa una oxidación o una reducción? *b*) ¿El electrodo es un ánodo o un cátodo? *c*) ¿Por qué los átomos en el electrodo están representados por esferas más grandes que los iones en la disolución?

3. Suponga que desea construir una celda voltaica que utiliza las siguientes semirreacciones:

$$A^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow A(s) \quad E°_{red} = -0.10\ V$$

$$B^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow B(s) \quad E°_{red} = -1.10\ V$$

Puede iniciar con la imagen incompleta que aparece a continuación, en la cual los electrodos están sumergidos en agua.



a) ¿Qué se debe agregar a la celda para generar una fem estándar? *b*) ¿Qué electrodo funciona como el cátodo? *c*) ¿En qué dirección se mueven los electrones a través del circuito externo? *d*) ¿Qué voltaje generará la celda en condiciones estándar?

4. Para una reacción espontánea $A(ac) + B(ac) \longrightarrow A^-(ac) + B^+(ac)$, responda a las siguientes preguntas:
   a) Si se hace una celda voltaica con esta reacción, ¿cuál semirreacción ocurriría en el cátodo y cuál en el ánodo?
   b) ¿Cuál semirreacción del inciso *a*) tiene la energía potencial más alta?
   c) ¿Cuál es el signo de E°_{celda}?

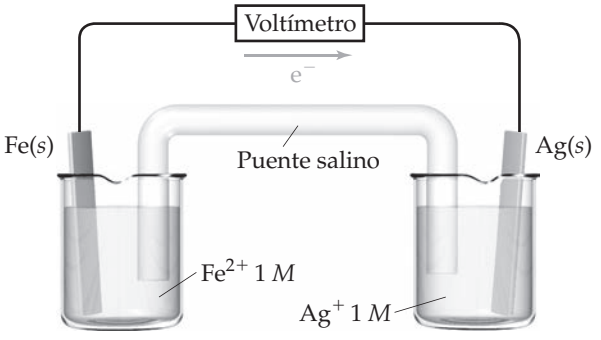
5. Considere la siguiente tabla de potenciales estándar de electrodo para una serie de reacciones hipotéticas en disolución acuosa:

Semirreacción de reducción	E°(V)
$A^+(ac) + e^- \longrightarrow A(s)$	1.33
$B^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow B(s)$	0.87
$C^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow C^{2+}(ac)$	−0.12
$D^{3+}(ac) + 3\,e^- \longrightarrow D(s)$	−1.59

   a) ¿Cuál sustancia es el agente oxidante más poderoso? ¿Cuál es el menos poderoso?
   b) ¿Cuál sustancia es el agente reductor más poderoso? ¿Cuál es el menos poderoso?
   c) ¿Cuál(es) sustancia(s) puede(n) oxidar al C^{2+}?

6. Considere una reacción rédox para la cual E° tiene un valor negativo.
   a) ¿Cuál es el signo de ΔG° para la reacción?
   b) ¿La constante de equilibrio para la reacción será mayor o menor que 1?
   c) ¿Una celda electroquímica basada en esta reacción podrá realizar trabajo sobre su entorno?

7. Considere la siguiente celda voltaica:

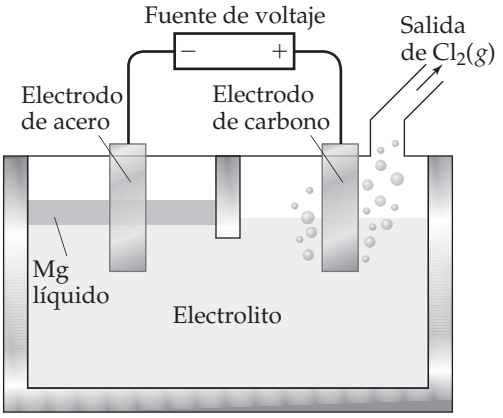


   a) ¿Cuál electrodo es el cátodo?
   b) ¿Cómo se determinaría la fem estándar generada por esta celda?
   c) ¿Cuál es el cambio en el voltaje de celda cuando las concentraciones iónicas en la semicelda del cátodo se incrementan por un factor de 10?
   d) ¿Cuál es el cambio en el voltaje de celda cuando las concentraciones iónicas en la semicelda del ánodo se incrementan por un factor de 10?

8. Dibuje una figura genérica de una celda de combustible. ¿Cuál es la diferencia principal entre esta y una batería, sin importar las reacciones rédox internas?

9. ¿De qué manera un recubrimiento de zinc sobre el hierro lo protege de la oxidación no deseada?

10. El magnesio se produce comercialmente por electrólisis a partir de una sal fundida empleando una celda similar a la mostrada aquí. *a*) ¿Qué sal se utiliza como el electrolito? *b*) ¿Cuál electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo? *c*) Escriba la reacción de celda general y las semirreacciones individuales. *d*) ¿Qué precauciones se necesitarían tomar con respecto al magnesio formado?



11. En una celda galvánica (o voltaica) el cátodo es una semicelda de Ag^+ (1.00 *M*)/Ag(*s*). El ánodo es un electrodo de hidrógeno estándar inmerso en una disolución amortiguadora que contiene ácido benzoico (C_6H_5COOH) 0.10 *M* y benzoato de sodio ($C_6H_5COO^-Na^+$) 0.050 *M*. El voltaje medido de la celda es 1.030 V. ¿Cuál es el pK_a del ácido benzoico?

Capítulo 8

Competencias

Al finalizar el presente capítulo, el estudiante habrá desarrollado las siguientes competencias específicas:

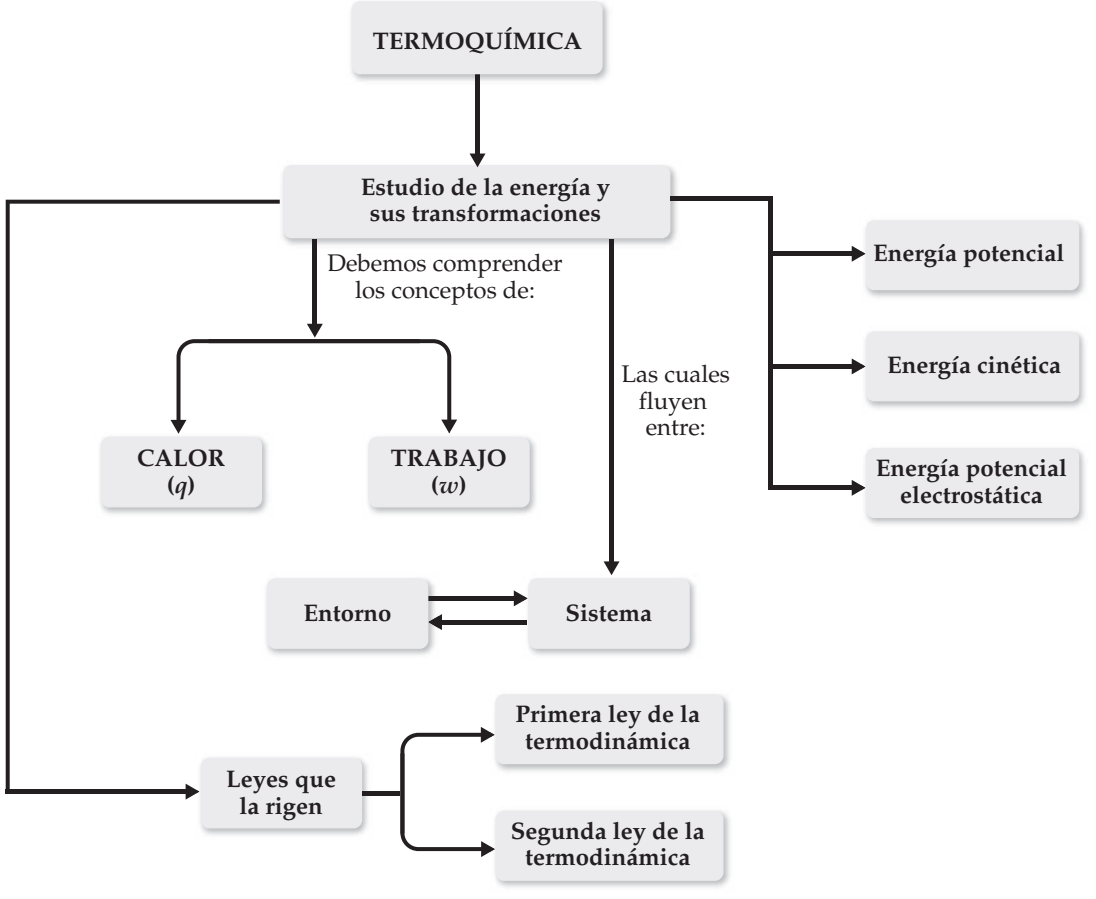
1. Comprender y asociar el concepto de energía entre un sistema y su entorno termodinámico.
2. Realizar conversiones entre diversas unidades de energía por medio de factores específicos.
3. Enunciar e interpretar la primera ley de la termodinámica.
4. Comprender y ejemplificar el concepto de función de estado.
5. Comprender el objetivo de las convenciones de los signos de q, w, ΔE y ΔH para describir el flujo de energía en un sistema y sus alrededores.
6. Determinar a partir de la relación entre signos de q y ΔH si un proceso es exotérmico o endotérmico, así como sus ecuaciones termoquímicas para relacionar la energía calorífica transferida en reacciones químicas a presión constante (ΔH) y la cantidad de sustancia que participa en una reacción.
7. Emplear la ley de Hess con la finalidad de determinar los cambios de entalpía de las reacciones químicas, utilizando las entalpías estándar de formación para calcular el $\Delta H°$ de las reacciones.

A la vez, el estudiante debe fortalecer las siguientes competencias genéricas:

- Capacidad de trabajar en forma autónoma
- Capacidad de análisis, síntesis e integración de información
- Capacidad para identificar, plantear y resolver problemas
- Capacidad de comunicación oral y escrita
- Habilidad para recrear contenidos teóricos en la práctica
- Capacidad de trabajar en equipo

TERMOQUÍMICA

La información que se analizará en este capítulo es la siguiente:



CONTENIDO:

8.1 TIPOS DE ENERGÍA Y UNIDADES DE MEDICIÓN
8.2 PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA
8.3 ENTALPÍA
8.4 ENTALPÍAS DE REACCIÓN
8.5 CALORIMETRÍA
8.6 ENTALPÍAS DE FORMACIÓN Y LEY DE HESS
8.7 ¿DE DÓNDE PROVIENE LA ENERGÍA QUE EMPLEAMOS LOS SERES HUMANOS?

BIOENERGÍA. Los azúcares presentes en la caña de azúcar, producidos a partir de CO_2, H_2O y la luz solar a través de la fotosíntesis, pueden transformarse en etanol, un combustible que se emplea como una alternativa a la gasolina. En ciertos climas, como el de Brasil, los cultivos de caña de azúcar se reponen rápidamente, de manera que el etanol obtenido a partir de la caña de azúcar es una fuente **sustentable** de combustible.

INTRODUCCIÓN

ES MUY PROBABLE QUE RECIENTEMENTE HAYA ESCUCHADO la palabra *energía* en alguno de sus cursos, en las noticias, en alguna conversación, o quizás en todas esas circunstancias. Nuestra sociedad moderna depende de la energía para su existencia. Los asuntos relacionados con la energía —sus fuentes, producción, distribución y consumo— están presentes en nuestros análisis científicos, políticos, económicos y ambientales. La producción de energía es un factor importante en el crecimiento de las economías en los países, especialmente en naciones de rápido desarrollo como China, India y Brasil. La fotografía de inicio del capítulo ilustra los esfuerzos en Brasil para utilizar sus cultivos de caña de azúcar, abundantes y de rápido crecimiento, como una fuente de etanol. Gran parte de la economía brasileña depende del uso de etanol, como una opción frente a los combustibles obtenidos del petróleo, para fines industriales y de transportación.

Con la excepción de la energía solar, la mayor parte de la energía utilizada en nuestra vida diaria proviene de las reacciones químicas. La combustión de gasolina, la producción de electricidad por medio del carbón, los sistemas domésticos de calentamiento mediante gas natural y el uso de baterías eléctricas para alimentar dispositivos electrónicos son ejemplos de cómo se emplea la química para producir energía. Además, las reacciones químicas aportan la

energía que requieren los sistemas vivos. Las plantas, como la caña de azúcar que aparece en la fotografía anterior, utilizan la energía solar para realizar la fotosíntesis, lo que les permite crecer. A la vez, las plantas suministran el alimento de donde los seres humanos obtienen la energía necesaria para moverse, mantener la temperatura corporal y realizar todas las otras funciones biológicas. Pero, ¿qué es exactamente la energía y qué principios están implicados en su producción, consumo y en la transformación de un tipo de energía en otro?

En este capítulo comenzamos a explorar la energía y sus cambios. En parte, la motivación proviene no solo del impacto energético en muchos aspectos de nuestra vida diaria, sino también del reconocimiento de que, si se quiere entender de manera adecuada la química, es necesario comprender los cambios de energía que acompañan a las reacciones químicas.

El estudio de la energía y sus transformaciones se conoce como **termodinámica** (del griego *thérme-*, que quiere decir calor, y *dy'namis*, que significa dinámico o fuerza que produce movimiento). Esta área de estudio tuvo sus inicios durante la Revolución Industrial, lo que permitió establecer las relaciones entre calor, trabajo y combustible en las máquinas de vapor. En este capítulo se examinarán las relaciones entre las reacciones químicas y los cambios de energía que implican calor. Esta parte de la termodinámica se conoce como **termoquímica**.

IMAGINE

***a*) ¿Por qué al lanzador le es posible enviar una pelota de béisbol con mayor velocidad que una bola para jugar a los bolos?**

a)

b)

▲ **FIGURA 8.1 Trabajo y calor, dos formas de energía.** *a*) El *trabajo* es la energía utilizada para mover un objeto. *b*) El *calor* es la energía empleada para aumentar la temperatura de un objeto.

8.1 TIPOS DE ENERGÍA Y UNIDADES DE MEDICIÓN

El concepto de materia siempre ha sido de fácil comprensión porque la materia se puede ver y tocar. En cambio, aunque la idea de energía nos resulta familiar, es un tanto difícil manejar el concepto de forma precisa. La **energía** comúnmente se define como *la capacidad para realizar un trabajo o para transferir calor*. Esta definición requiere entender los conceptos de trabajo y calor. El **trabajo** es *la energía utilizada para mover un objeto contra una fuerza* y el **calor** es *la energía empleada para incrementar la temperatura de un objeto* (► **FIGURA 8.1**). Comencemos nuestro estudio de la termoquímica examinando las formas en que la materia puede poseer energía, y cómo esa energía puede transferirse de un trozo de materia a otro.

Energía cinética y energía potencial

Los objetos, ya sean pelotas de béisbol o moléculas, pueden tener **energía cinética**, la energía de *movimiento*. La magnitud de la energía cinética, E_k, de un objeto depende de su masa, m, y su velocidad, v:

$$E_k = \tfrac{1}{2}\, mv^2 \qquad [8.1]$$

Vemos que la energía cinética de un objeto se incrementa cuando aumenta su velocidad. Por ejemplo, un automóvil que se desplaza a 90 kilómetros por hora (km/h) tiene mayor energía cinética que cuando lo hace a 40 km/h. Para una velocidad determinada, la energía cinética crece cuando la masa aumenta. Así, una camioneta grande que viaja a 90 km/h tiene mayor energía cinética que un auto compacto que se desplaza a la misma velocidad, debido a que la camioneta tiene mayor masa que el automóvil. En química, existe interés en la energía cinética de los átomos y las moléculas. Esas partículas, a pesar de que son muy pequeñas para observarlas, tienen masa y están en movimiento, por lo que poseen energía cinética.

Los demás tipos de energía —por ejemplo, la energía almacenada en un resorte comprimido, en un peso mantenido en alto o en un enlace químico— son energía potencial. Un objeto tiene **energía potencial** en virtud de su posición con respecto a otros objetos. La energía potencial es, en esencia, la energía "almacenada" proveniente de las atracciones y repulsiones que un objeto experimenta en relación con otros objetos.

Son comunes las situaciones en las que la energía potencial se convierte en energía cinética. Por ejemplo, piense en una ciclista situada en la cima de una colina (► **FIGURA 8.2**). Debido a la fuerza atractiva gravitatoria, la energía potencial de la ciclista y de su bicicleta es mayor en la cima de la colina que en la parte baja. En consecuencia, la bicicleta se desplaza fácilmente al descender por la colina y su rapidez es creciente. En tanto esto sucede, la energía potencial inicialmente almacenada en la bicicleta se convierte en energía cinética. La energía potencial disminuye conforme la bicicleta desciende por la colina, pero su energía cinética se incrementa al aumentar la rapidez (ecuación 8.1).

IMAGINE

Suponga que la ciclista avanza por inercia (sin pedalear) a velocidad constante por una carretera plana y comienza a subir una colina. Si no comienza a pedalear, ¿qué sucede con la velocidad? ¿Por qué?

► **FIGURA 8.2 Energía potencial y energía cinética.** La energía potencial, inicialmente almacenada en la bicicleta en reposo en lo alto de la colina, se convierte en energía cinética conforme la bicicleta desciende por la colina y pierde energía potencial.

Más adelante se verá que esta conversión de energía, en la que una forma disminuye mientras la otra se incrementa, es la primera piedra angular de la termodinámica.

Las fuerzas gravitatorias desempeñan un papel insignificante en las formas en que los átomos y las moléculas interactúan entre sí. Las fuerzas que surgen de las cargas eléctricas son más importantes cuando se trata con átomos y moléculas. Una de las formas más importantes de energía potencial en química es la *energía potencial electrostática*, E_{el}, la cual surge de las interacciones entre partículas con carga eléctrica. Esta energía es proporcional a las cargas eléctricas de los dos objetos que interactúan, Q_1 y Q_2, y es inversamente proporcional a la distancia, d, que los separa:

$$E_{el} = \frac{\kappa Q_1 Q_2}{d} \qquad [8.2]$$

Aquí, κ es, simplemente, una constante de proporcionalidad, 8.99×10^9 J-m/C^2. [C es el coulomb, una unidad de carga eléctrica, y J es el joule, una unidad de energía que se explicará más adelante]. A nivel molecular, las cargas eléctricas Q_1 y Q_2 son, por lo general, del orden de magnitud de la carga del electrón (1.60×10^{-19} C).

La ecuación 8.2 indica que la energía potencial electrostática tiende a cero cuando d tiende a infinito; en otras palabras, el cero de la energía potencial electrostática se define como la separación infinita de las partículas cargadas. La ► **FIGURA 8.3** muestra cómo se comporta E_{el} para cargas con igual o diferente signo. Cuando Q_1 y Q_2 tienen el mismo signo (por ejemplo, si ambas son positivas), las dos partículas cargadas se repelen entre sí, y una fuerza repulsiva las separa. En este caso, E_{el} es positiva y la energía potencial disminuye conforme las partículas se van separando. Cuando Q_1 y Q_2 tienen signos opuestos, las partículas se atraen entre sí y una fuerza atractiva tiende a juntarlas. En este caso, E_{el} es negativa y la energía potencial se incrementa (se vuelve menos negativa) si se separan las partículas.

Tales tendencias en la energía potencial electrostática son de uso frecuente en química, como se verá más adelante en este libro.

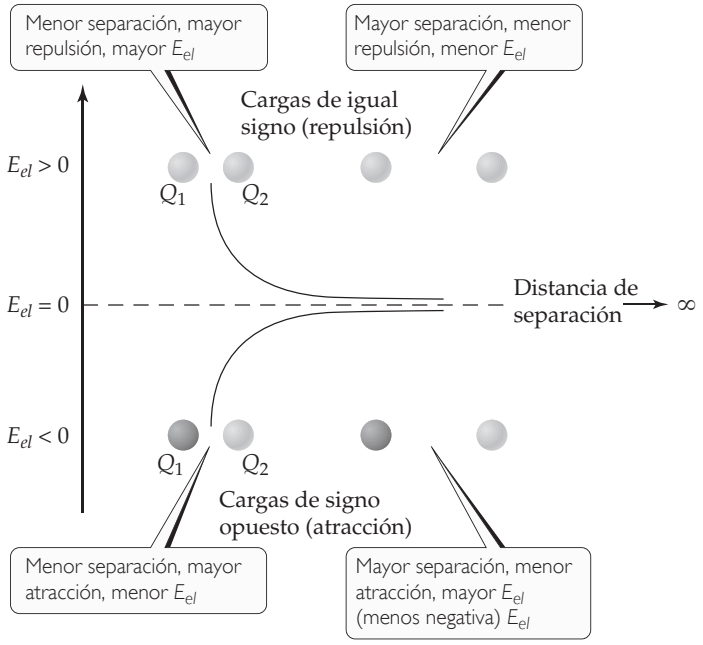
Uno de nuestros objetivos en química es relacionar los cambios de energía, que se observan en el mundo macroscópico, con la energía cinética o potencial de las sustancias a nivel molecular. Muchas sustancias —por ejemplo, los combustibles— liberan *energía química* cuando reaccionan, la cual proviene de la energía potencial almacenada en los arreglos de sus átomos. La energía que tiene una sustancia debida a su temperatura (su *energía térmica*) está asociada con la energía cinética de las moléculas en la sustancia.

PIÉNSELO UN POCO

Cuando la ciclista y la bicicleta en la figura 8.2 se detienen al pie de la colina, *a*) ¿la energía potencial es la misma que en lo alto de la colina? *b*) ¿La energía cinética es la misma que en la cima de la colina?

IMAGINE

Inicialmente dos partículas cargadas, una positiva y otra negativa, están separadas una cierta distancia. ¿Qué ocurre con su energía potencial electrostática conforme se acercan entre sí?



▲ **FIGURA 8.3** **Energía potencial electrostática.** Para distancias finitas de separación entre dos partículas cargadas, E_{el} es positiva para cargas de igual signo, y es negativa para cargas de signo opuesto. Conforme las partículas se separan entre sí, su energía potencial electrostática tiende a cero.

REFLEXIÓN

¿Soy capaz de describir las diferencias entre la energía potencial y la energía cinética?

ACTIVIDAD

1. Realice, apoyado con su creatividad, un mapa mental titulado “Energía”, donde describa gráficamente el concepto de energía, la diferencia entre calor y trabajo, y las energías cinética y potencial.
2. ¿Cuáles son las dos formas de energía que puede tener un objeto? ¿Cómo difieren estas dos formas entre sí?
3. Suponga que lanza hacia arriba una pelota de tenis. *a*) ¿Aumenta o disminuye la energía cinética de la pelota mientras toma mayor altura? *b*) ¿Qué sucede con la energía potencial de la pelota mientras va hacia arriba? *c*) Si aplicamos igual cantidad de energía a una pelota del mismo tamaño que la pelota de tenis, pero con el doble de masa, ¿qué tan alto llegaría en comparación con la pelota de tenis? Explique sus respuestas.
4. Imagine un libro que cae de un estante. En un momento específico de la caída, el libro tiene una energía cinética de 24 J y una energía potencial con respecto al piso de 47 J. *a*) ¿Cómo cambian la energía cinética y la energía potencial del libro durante su caída? *b*) ¿Cuál es su energía cinética total justo antes de que toque el piso? *c*) Si un libro más pesado cae desde el mismo estante, ¿tendría la misma energía cinética al golpear el suelo?
5. La siguiente fotografía muestra a una oruga trepando por una ramita. *a*) Conforme la oruga trepa, su energía potencial se incrementa. ¿Qué fuente de energía se emplea para efectuar este cambio en la energía potencial? *b*) Si la oruga es el sistema, ¿es posible predecir el signo de q cuando la oruga sube por la pequeña rama? *c*) ¿La oruga realiza trabajo al trepar por la ramita? Explique su respuesta. *d*) ¿El trabajo efectuado al recorrer 30 cm sobre la rama dependerá

de la rapidez con que trepa la oruga? *e*) ¿El cambio en la energía potencial depende de la velocidad con que la oruga recorre la rama?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Describa, por medio de una historieta, las diferentes formas de energía existentes.
2. *a*) Calcule la energía cinética en joules de un automóvil de 1200 kg que se desplaza a 18 m/s. *b*) Convierta esta energía a calorías. *c*) ¿Qué sucede con esta energía cuando el auto frena en un alto?
3. *a*) Una pelota de béisbol pesa 5.13 oz. ¿Cuál es la energía en joules de esta pelota cuando la envía un lanzador de las ligas mayores a 95.0 mph? *b*) ¿Por qué factor cambiará la energía cinética si la rapidez de la pelota de béisbol disminuye a 55.0 mph? *c*) ¿Qué sucede con la energía cinética cuando el receptor atrapa la pelota de béisbol? *d*) ¿Qué cuidadosa medición experimental se podría realizar (en principio) para confirmar su respuesta al inciso *c*)?

Unidades de energía

La unidad del SI para la energía es el **joule**, en honor del científico británico James Joule (1818-1889), quien investigó el trabajo y el calor: 1 J = 1 kg-m^2/s^2. La ecuación 8.1 indica que una masa de 2 kg que se mueve con una rapidez de 1 m/s tiene una energía cinética de 1 J:

$$E_k = \tfrac{1}{2}mv^2 = \tfrac{1}{2}(2\text{ kg})(1\text{ m/s})^2 = 1\text{ kg-m}^2/\text{s}^2 = 1\text{ J}$$

Puesto que un joule no es una cantidad grande de energía, con frecuencia se utilizarán *kilojoules* (kJ) al analizar las energías asociadas con las reacciones químicas.

Tradicionalmente, los cambios de energía que acompañan a las reacciones químicas se expresan en calorías, una unidad que no pertenece al SI, pero que aún se utiliza ampliamente en química, biología y bioquímica. Una **caloría** (cal) se definió originalmente como la cantidad de energía requerida para elevar la temperatura de 1 g de agua de 14.5 a 15.5 °C. Actualmente la caloría se define en términos del joule:

$$1\text{ cal} = 4.184\text{ J (exactamente)}$$

Una unidad de energía relacionada que se emplea en nutrición es la *Caloría* nutricional (observe que se utiliza una C mayúscula): 1 Cal = 1000 cal = 1 kcal.

Sistema y entorno

Cuando se analizan los cambios de energía, es necesario enfocar nuestra atención sobre una parte limitada y bien definida del Universo, para así dar seguimiento a los cambios de energía

que ocurren. La parte que elegimos para su estudio se conoce como **sistema**; todo lo demás constituye el **entorno**. Cuando se estudia el cambio de energía que acompaña a una reacción química en el laboratorio, los reactivos y los productos constituyen el sistema. El recipiente y todo lo demás se considera el entorno.

Los sistemas pueden ser abiertos, cerrados o aislados. Un sistema *abierto* es aquel donde la materia y la energía pueden intercambiarse con el entorno. Una olla, sin su tapa, con agua hirviendo sobre una estufa, como en la figura 8.1*b*), es un sistema abierto: el calor proveniente de la estufa entra al sistema y el agua se libera en forma de vapor hacia el entorno.

Los sistemas que podemos estudiar más fácilmente en termoquímica son los denominados *sistemas cerrados*, es decir, aquellos que pueden intercambiar energía, pero no materia, con su entorno. Por ejemplo, considere una mezcla de gas hidrógeno, H_2, y gas oxígeno, O_2, en un cilindro acoplado con un pistón (► **FIGURA 8.4**). El sistema lo forman el hidrógeno y el oxígeno; el cilindro, el pistón y todo lo demás aparte de ellos (incluidos nosotros como observadores) constituyen el entorno. Si los gases reaccionan para formar agua, se libera energía:

$$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(g) + \text{energía}$$

Aunque, debido a esta reacción, se modifica la forma química de los átomos de hidrógeno y oxígeno en el sistema, el sistema no ha perdido ni ganado masa, lo que significa que no intercambió materia con su entorno. Sin embargo, puede intercambiar energía con su entorno en forma de *trabajo* y de *calor*.

Un sistema *aislado* es aquel en el que no hay intercambio de energía ni de materia con el entorno. Un termo aislado que contiene café caliente se asemeja a un sistema aislado. Sin embargo, sabemos que en algún momento el café se enfriará, así que el sistema no está perfectamente aislado.

PIÉNSELO UN POCO

Un ser humano, ¿es un sistema aislado, cerrado o abierto?

IMAGINE

Si se tira del pistón hacia arriba para colocarlo a la mitad entre la posición mostrada y la parte superior del cilindro, ¿el sistema continúa siendo cerrado?

▲ **FIGURA 8.4** **Un sistema cerrado.**

Transferencia de energía: trabajo y calor

La figura 8.1 ilustra las dos formas en que se experimentan los cambios de energía en nuestra vida cotidiana: trabajo y calor. En la figura 8.1*a*) el trabajo se efectúa conforme la energía se transfiere del brazo del lanzador a la pelota, dirigiéndola hacia el bateador con gran rapidez. En la figura 8.1*b*) la energía se transfiere en forma de calor. El movimiento de un objeto contra una fuerza y el cambio de temperatura son los dos mecanismos generales en que la energía puede transferirse hacia un sistema o desde este.

Una **fuerza** es cualquier empuje o tirón ejercido sobre un objeto. El trabajo, *w*, se define como la energía transferida cuando una fuerza mueve a un objeto. La magnitud de este trabajo es igual al producto de la fuerza, *F*, y la distancia, *d*, que se mueve el objeto:

$$w = F \times d \qquad [8.3]$$

Por ejemplo, se realiza un trabajo al levantar un objeto en contra de la fuerza de gravedad. Si el objeto se define como el sistema, entonces nosotros, como parte del entorno, realizamos un trabajo sobre ese sistema, transfiriéndole energía.

La otra forma en que se transfiere la energía es como calor. El *calor* es la energía transferida de un objeto más caliente hacia uno más frío. Una reacción de combustión, como la que ilustra la figura 8.1*b*), en la que se quema el gas natural, libera la energía química almacenada en las moléculas del combustible. Si las sustancias que participan en la reacción se definen como el sistema y todo lo demás se considera como el entorno, resulta que la energía liberada ocasiona que la temperatura del sistema aumente. Entonces, la energía en la forma de calor se transfiere del sistema más caliente hacia el entorno más frío.

EJERCICIO RESUELTO 8.1 **Descripción y cálculo de cambios de energía**

Un jugador de bolos levanta una bola de 5.4 kg (12 lb) desde el nivel del suelo hasta una altura de 1.6 m (5.2 ft), y después la lanza. *a*) ¿Qué sucede con la energía potencial de la bola cuando es levantada del suelo? *b*) ¿Qué cantidad de trabajo, en J, se utiliza para levantar la bola? *c*) Después de que se lanza la bola, esta gana energía cinética. Si todo el trabajo realizado en el inciso *b*) se convierte en energía cinética al momento en que la bola toca el suelo, ¿cuál es la rapidez

de la bola justo antes de tocar el suelo? (*Nota:* La fuerza debida a la gravedad es $F = m \times g$, donde m es la masa del objeto y g es la constante gravitacional; $g = 9.8\ \text{m/s}^2$).

SOLUCIÓN

Análisis Es necesario relacionar la energía potencial de la bola con su posición con respecto al suelo. Después se debe establecer la relación entre el trabajo y el cambio en la energía potencial de la bola. Por último, tenemos que vincular el cambio de energía potencial cuando la bola se lanza, con la energía cinética que alcanza.

Estrategia El trabajo realizado al levantar la bola se calcula mediante la ecuación 5.3: $w = F \times d$. La energía cinética de la bola justo antes de golpear el suelo es igual a su energía potencial inicial. Con base en la energía cinética y la ecuación 8.1 para calcular la velocidad, v, al momento del impacto.

Solución

a) Debido a que la bola se levanta a cierta altura del suelo, su energía potencial se incrementa.

b) La bola tiene una masa de 5.4 kg y se levanta 1.6 m. Para calcular el trabajo realizado para levantar la bola, se utilizan la ecuación 8.3 y $F = m \times g$ para la fuerza debida a la gravedad:

$$w = F \times d = m \times g \times d = (5.4\ \text{kg})(9.8\ \text{m/s}^2)(1.6\ \text{m}) = 85\ \text{kg-m}^2/\text{s}^2 = 85\ \text{J}$$

Así, el jugador de bolos realizó un trabajo de 85 J para levantar la bola a una altura de 1.6 m.

c) Cuando la bola se lanza, su energía potencial se convierte en energía cinética. Se supone que en el instante anterior a que la bola toque el suelo, la energía cinética es igual al trabajo realizado en el inciso *b*), 85 J:

$$E_k = \tfrac{1}{2}mv^2 = 85\ \text{J} = 85\ \text{kg-m}^2/\text{s}^2$$

Ahora se puede despejar v:

$$v^2 = \left(\frac{2E_k}{m}\right) = \left(\frac{2(85\ \text{kg-m}^2/\text{s}^2)}{5.4\ \text{kg}}\right) = 31.5\ \text{m}^2/\text{s}^2$$

$$v = \sqrt{31.5\ \text{m}^2/\text{s}^2} = 5.6\ \text{m/s}$$

Comprobación En *b*) debe realizarse trabajo para incrementar la energía potencial de la bola, lo cual coincide con nuestra experiencia. Las unidades son adecuadas en *b*) y *c*). El trabajo está en unidades de J y la rapidez en unidades de m/s. En *c*) se tiene un dígito adicional en el cálculo intermedio que implica a la raíz cuadrada, pero el valor final se expresa solo con dos cifras significativas, lo cual es adecuado.

Comentario Una rapidez de 1 m/s es aproximadamente 3.6 km/h, así que la bola lleva una rapidez mayor a 20 km/h justo antes de impactarse.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

¿Cuál es la energía cinética, en J, de *a*) de un átomo de Ar que se mueve con una rapidez de 650 m/s?, *b*) de un mol de átomos de Ar que se mueve con una rapidez de 650 m/s? (*Sugerencia:* Considere que 1 uma $= 1.66 \times 10^{-27}$ kg).

Respuestas: *a*) 1.4×10^{-20} J, *b*) 8.4×10^{3} J

REFLEXIÓN

¿Reconozco las unidades empleadas para medir energía?
¿Realizo adecuadamente conversiones entre diferentes unidades de energía?

ACTIVIDAD

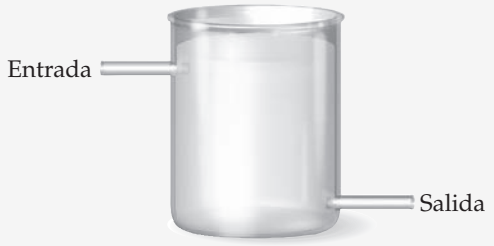
1. Realice un diagrama de Venn con los conceptos básicos de energía y las unidades que se emplean para expresar esta magnitud. En el área de intersección de dicho diagrama, deberá incluir las características comunes de las diferentes manifestaciones de energía.
2. *a*) ¿Qué es el trabajo? *b*) ¿Cómo se determina la cantidad de trabajo realizado, dada la fuerza asociada con este?
3. *a*) ¿Qué es el calor? *b*) ¿En qué condiciones se transfiere el calor de un objeto a otro?
4. *a*) ¿Cuál es el significado del término *sistema* en termodinámica? *b*) ¿Qué es un *sistema cerrado*? *c*) ¿Cómo se le llama a la parte del universo que no es parte del sistema?

5. El uso de la unidad térmica británica (Btu) es común en la mayoría de los trabajos de ingeniería. Una Btu representa la cantidad de calor necesario para elevar en 1 °F la temperatura de 1 lb de agua. Calcule el número de joules en una Btu.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Un watt es una medida de potencia (la razón del cambio de energía) igual a 1 J/s. *a*) Calcule el número de joules en un kilowatt-hora. *b*) Una persona adulta irradia calor al entorno, aproximadamente a la misma tasa que una bombilla eléctrica de 100 watts. ¿Cuál es la cantidad total de energía en kcal que irradia al entorno un adulto durante 24 horas?

2. En un estudio de termodinámica, un científico se enfoca en las propiedades de una disolución dentro de un aparato, como se aprecia en la figura. La disolución fluye de manera continua dentro del aparato por la parte superior y sale por la parte inferior, de tal manera que la cantidad de disolución en el aparato es constante con respecto al tiempo. *a*) ¿La disolución en el aparato es un sistema cerrado, abierto o aislado? Explique su respuesta. *b*) Si no es un sistema cerrado, ¿qué se podría hacer para que lo fuera?



8.2 PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

Se ha visto que la energía potencial de un sistema puede convertirse en energía cinética, y viceversa. También se ha observado que la energía puede transferirse entre un sistema y su entorno en las formas de trabajo y calor. Todas estas conversiones y transferencias ocurren de acuerdo con una de las observaciones más importantes de la ciencia: la energía no se crea ni se destruye. Cualquier energía perdida por un sistema debe ganarla su entorno y viceversa. Esta importante observación de que la *energía se conserva* se conoce como la **primera ley de la termodinámica**. Para aplicar cuantitativamente esta ley, primero debe definirse la energía de un sistema de manera más precisa.

Energía interna

Se utilizará la primera ley de la termodinámica para analizar cambios de energía en sistemas químicos. Para ello, deben considerarse todas las fuentes de energía cinética y potencial en el sistema bajo estudio. La **energía interna**, E, de un sistema se define como la suma de *todas* las energías cinéticas y potenciales de los componentes del sistema. Por ejemplo, para el sistema de la figura 8.4, la energía interna no solo incluye los movimientos y las interacciones de las moléculas de H_2 y O_2, sino también los movimientos y las interacciones de los núcleos y electrones. Por lo general, se desconoce el valor numérico de la energía interna del sistema. En la termodinámica, el interés principal reside en el *cambio* en E que acompaña a un cambio en el sistema (y, como se verá, también interesan las modificaciones en otras cantidades).

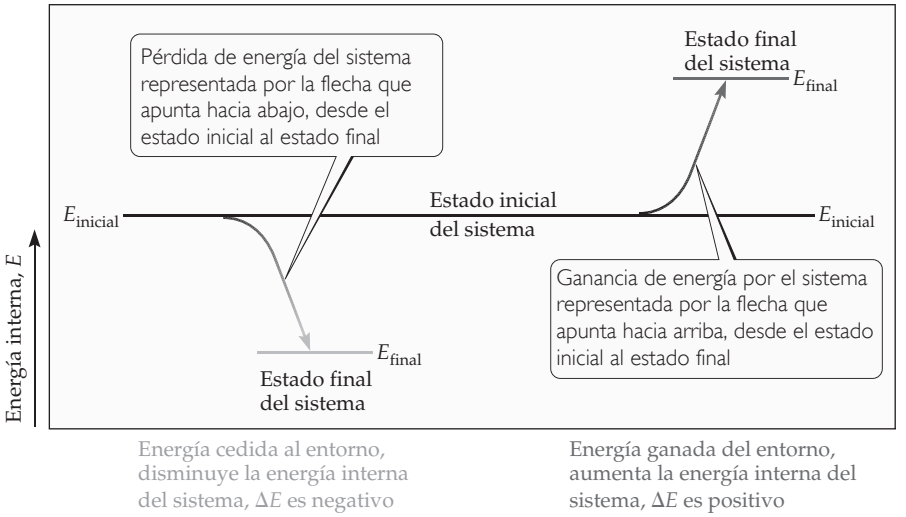
Imagine que se estudia un sistema con una energía interna inicial E_{inicial}. El sistema experimenta un cambio, el cual podría implicar el trabajo que se realiza o el calor que se transfiere. Después del cambio, la energía interna final del sistema es E_{final}. El *cambio* en la energía interna, denotado con ΔE (delta E),* se define como la diferencia entre E_{final} y E_{inicial}:

$$\Delta E = E_{\text{final}} - E_{\text{inicial}} \qquad [8.4]$$

*El símbolo Δ se utiliza comúnmente para denotar un *cambio*. Por ejemplo, un cambio en la altura, h, se representa como Δh.

IMAGINE

¿Cuál es el valor de ΔE si E_{final} es igual a $E_{inicial}$?



► **FIGURA 8.5 Cambios en la energía interna.**

En general, no es posible determinar los valores reales de E_{final} y $E_{inicial}$ para cualquier sistema de interés práctico. No obstante, uno de los bellos aspectos de la primera ley de la termodinámica es que solo se necesita el valor de ΔE para aplicarla. Con frecuencia es posible determinar el valor de ΔE aun sin conocer los valores específicos de E_{final} y $E_{inicial}$.

Las cantidades termodinámicas como ΔE constan de tres partes: **1.** un número y **2.** una unidad, que en conjunto indican la magnitud del cambio, y **3.** un signo que da la dirección. Un valor *positivo* de ΔE resulta cuando $E_{final} > E_{inicial}$, lo que indica que el sistema ganó energía de su entorno. Un valor *negativo* de ΔE resulta cuando $E_{final} < E_{inicial}$, lo cual indica que el sistema cedió energía a su entorno. Observe que se está tomando el punto de vista del sistema, y no el del entorno, para explicar los cambios de energía. Sin embargo, se debe recordar que cualquier incremento en la energía del sistema es acompañado por un decremento en la energía del entorno, y viceversa. Estas características de los cambios de energía se resumen en la ▲ **FIGURA 8.5**.

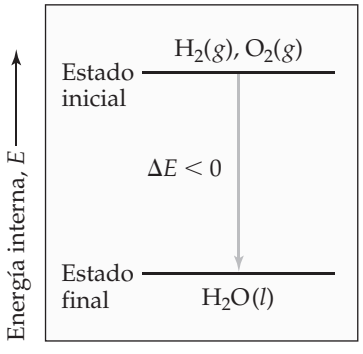
En una reacción química, el estado inicial del sistema se refiere a los reactivos, y el estado final a los productos. Por ejemplo, en la reacción

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(l)$$

el estado inicial es el $2\ H_2(g) + O_2(g)$, y el estado final es el $2\ H_2O(l)$. Cuando el hidrógeno y el oxígeno forman agua a una cierta temperatura, el sistema cede energía hacia el entorno. Como el sistema pierde energía, la energía interna de los productos (estado final) es menor que la de los reactivos (estado inicial), y el ΔE del proceso es negativo. Así, el *diagrama de energía* de la ◄ **FIGURA 8.6** indica que la energía interna de la mezcla de H_2 y O_2 es mayor que la del H_2O que se produce en la reacción.

IMAGINE

La energía interna del Mg(*s*) y el $Cl_2(g)$ es mayor que la del $MgCl_2(s)$. Elabore un diagrama de energía que represente la reacción $MgCl_2(s) \longrightarrow Mg(s) + Cl_2(g)$.



$E_{inicial}$ mayor que E_{final}, energía cedida por el sistema al entorno durante la reacción, $\Delta E < 0$

▲ **FIGURA 8.6 Diagrama de energía para la reacción $2\ H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ H_2O(l)$.**

Relación entre ΔE, calor y trabajo

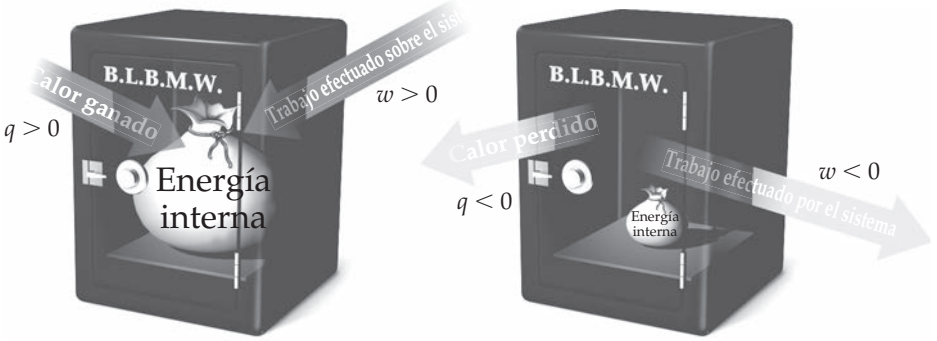
De acuerdo con la información que hemos analizado anteriormente, sabemos que un sistema puede intercambiar energía con su entorno en dos formas generales: como calor o como trabajo. La energía interna de un sistema cambia en magnitud cuando se le agrega o se le extrae calor, o bien, cuando se realiza un trabajo sobre el sistema o cuando este lo realiza. Si se piensa en la energía interna como la cuenta bancaria de energía del sistema, se observa que los depósitos o los retiros pueden realizarse en incrementos de calor o en incrementos de trabajo. Los depósitos incrementan la energía del sistema (ΔE positivo), mientras que los retiros disminuyen la energía del sistema (ΔE negativo).

Estas ideas se pueden emplear para escribir una expresión algebraica muy útil de la primera ley de la termodinámica. Cuando un sistema experimenta cualquier cambio quí-

IMAGINE

Suponga que un sistema recibe un "depósito" de trabajo proveniente del entorno y que pierde un "retiro" de calor en favor del entorno. ¿Es posible determinar el signo de ΔE para este proceso?

El sistema es el interior de la caja fuerte



Energía depositada dentro del sistema
$\Delta E > 0$

Energía retirada del sistema
$\Delta E < 0$

◄ FIGURA 8.7 Convenciones de signo para calor y trabajo. El calor, q, ganado por un sistema y el trabajo, w, efectuado sobre un sistema son cantidades positivas, correspondientes a los "depósitos" de energía interna dentro del sistema. A la inversa, el calor transferido del sistema al entorno y el trabajo realizado por el sistema sobre el entorno son "retiros" de energía interna del sistema.

mico o físico, la magnitud y el signo del cambio en la energía interna ΔE, que lo acompaña, es la suma del calor añadido o liberado del sistema, q, y el trabajo realizado por el sistema o sobre este, w:

$$\Delta E = q + w \qquad [8.5]$$

Cuando se añade calor a un sistema o se realiza un trabajo sobre este, su energía interna aumenta. Por lo tanto, cuando el entorno transfiere calor al sistema, q tiene un valor positivo. Agregar calor al sistema es como hacer un depósito a la cuenta de energía: aumenta la energía del sistema (**▲ FIGURA 8.7**). De igual manera, cuando el entorno realiza un trabajo sobre el sistema, w tiene un valor positivo. Por el contrario, tanto la pérdida de calor del sistema hacia el entorno como el trabajo realizado por el sistema sobre el entorno tienen valores negativos; es decir, disminuyen la energía interna del sistema. Son retiros de energía que disminuyen el monto total de energía en la cuenta del sistema.

Las convenciones de signos para q, w y ΔE se resumen en la **▼ TABLA 8.1**. Observe que cualquier entrada de energía al sistema, ya sea en forma de calor o de trabajo, tiene un signo positivo.

TABLA 8.1 • Convenciones de signos para q, w y ΔE

Para q	+ significa que el sistema *gana* calor	− significa que el sistema *pierde* calor
Para w	+ significa trabajo realizado *sobre* el sistema	− significa trabajo realizado *por* el sistema
Para ΔE	+ significa *ganancia neta* de energía por el sistema	− significa *pérdida neta* de energía por el sistema

EJERCICIO RESUELTO 8.2 **Relación del calor y del trabajo con los cambios de energía interna**

Los gases A(g) y B(g) están confinados en un cilindro con pistón, como el de la figura 8.4, y reaccionan para formar un producto sólido C(s): A(g) + B(g) ⟶ C(s). Cuando ocurre la reacción, el sistema libera 1150 J de calor hacia el entorno. El pistón se mueve hacia abajo conforme los gases reaccionan para formar un sólido. Cuando el volumen del gas disminuye bajo la presión constante de la atmósfera, el entorno realiza un trabajo de 480 J sobre el sistema. ¿Cuál es el cambio en la energía interna del sistema?

SOLUCIÓN

Análisis La pregunta pide determinar ΔE, a partir de la información sobre q y w.

Estrategia Primero se determinan los signos de q y w (tabla 8.1) y después se utiliza la ecuación 8.5, $\Delta E = q + w$, para calcular ΔE.

Solución El calor se transfiere del sistema hacia el entorno y este realiza un trabajo sobre el sistema, así que q es negativo y w es positivo: $q = -1150$ J y $w = 480$ J. Por lo tanto,

$$\Delta E = q + w = (-1150\text{ J}) + (480\text{ J}) = -670\text{ J}$$

El valor negativo de ΔE indica que una cantidad neta de 670 J de energía se transfirió del sistema hacia el entorno.

Comentario Este cambio se puede considerar como una disminución de 670 J en el valor neto de la cuenta bancaria de energía del sistema (de ahí el signo negativo); 1150 J es un retiro en forma de calor, mientras que se depositan 480 J en forma de trabajo. Observe que conforme disminuye el volumen de los gases, el *entorno* realiza un trabajo *sobre* el sistema, lo que da como resultado un depósito de energía.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Calcule el cambio en la energía interna del sistema para un proceso en el cual el sistema absorbe 140 J de calor del entorno y realiza un trabajo de 85 J sobre el entorno.

Respuesta: +55 J

Procesos endotérmicos y exotérmicos

Puesto que la transferencia de calor, ya sea hacia el sistema o desde este, es fundamental en el análisis del presente capítulo, utilizaremos una terminología especial para indicar la dirección de la transferencia. Cuando se lleva a cabo un proceso en el que el sistema absorbe calor, el proceso se denomina **endotérmico** (*endo-* significa adentro). Durante un proceso endotérmico, como la fusión del hielo, el calor fluye *hacia adentro* del sistema desde su entorno [► **FIGURA 8.8***a*)]. Si nosotros, como parte del entorno, tocamos el recipiente donde se funde el hielo, sentimos frío porque el calor ha pasado de nuestras manos hacia el recipiente.

Un proceso donde el sistema pierde calor se conoce como **exotérmico** (*exo-* significa afuera). Durante un proceso exotérmico, como la combustión de gasolina, el calor *sale* o fluye *hacia afuera* del sistema, es decir, hacia el entorno [figura 8.8*b*)].

PIÉNSELO UN POCO

Cuando el $H_2(g)$ reacciona con el $O_2(g)$ para formar $H_2O(l)$, se libera calor hacia el entorno. Considere la reacción inversa, a saber, la formación de $H_2(g)$ y $O_2(g)$ a partir del $H_2O(l)$: $2\ H_2O(l) \longrightarrow 2\ H_2(g) + O_2(g)$. ¿Esta reacción es exotérmica o endotérmica? (*Sugerencia*: Consulte la figura 8.6).

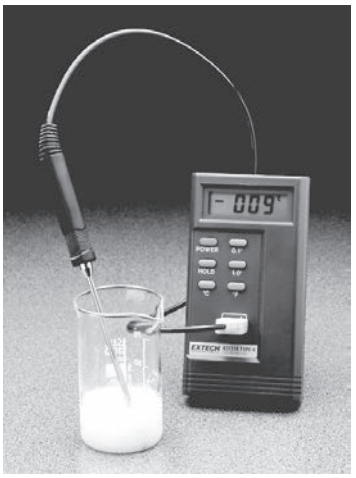
Funciones de estado

Aunque generalmente no hay forma de saber el valor preciso de la energía interna de un sistema, E, sí existe un valor fijo para un conjunto dado de condiciones. Las condiciones que influyen en la energía interna incluyen la temperatura y la presión. Además, la energía interna de un sistema es proporcional a la cantidad total de materia en el sistema porque la energía es una propiedad extensiva.

Suponga que definimos nuestro sistema como 50 g de agua a 25 °C (► **FIGURA 8.9**). El sistema podría haber llegado a este estado enfriando los 50 g de agua desde 100 hasta 25 °C, o bien, fundiendo 50 g de hielo y posteriormente calentando el agua a 25 °C. La energía interna del agua a 25 °C es la misma en cualquier caso. La energía interna es un ejemplo de una

Sistema: reactivos + productos

Entorno: disolvente, inicialmente a temperatura ambiente



El calor fluye del entorno al interior del sistema (reacción endotérmica), la temperatura del entorno disminuye, y el termómetro marca una temperatura inferior a la temperatura ambiente

a)

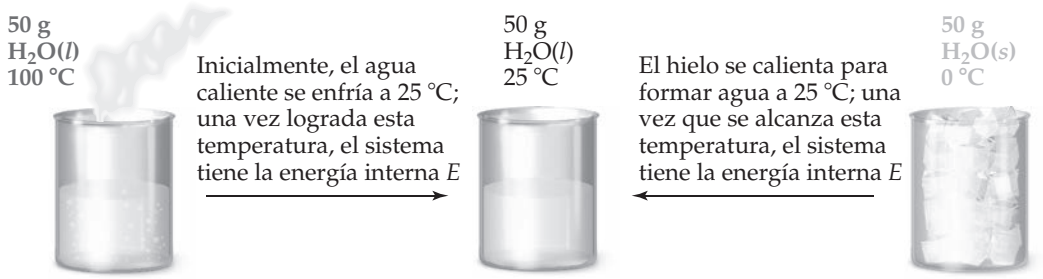
Sistema: reactivos

Entorno: aire alrededor de los reactivos

El calor fluye (violentamente) del sistema hacia el entorno (reacción exotérmica), y la temperatura del entorno aumenta

b)

◀ **FIGURA 8.8 Reacciones endotérmica y exotérmica.** *a*) Cuando el tiocianato de amonio y el hidróxido de bario octahidratado se mezclan a temperatura ambiente, disminuye la temperatura. *b*) La reacción del aluminio en polvo con el Fe_2O_3 (la reacción de la mezcla explosiva conocida como termita) ocurre vigorosamente, liberando calor y formando hierro fundido y Al_2O_3.



◀ **FIGURA 8.9 Energía interna, *E*, una función de estado.** Cualquier función de estado solo depende del estado presente del sistema y no de la trayectoria que siguió el sistema para llegar a dicho estado.

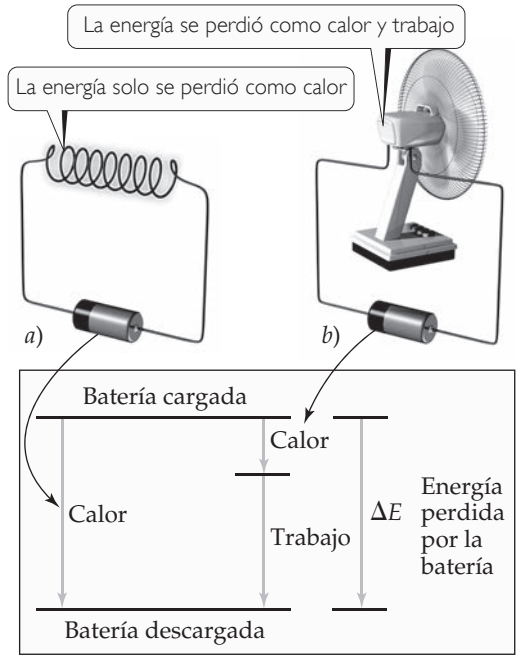
función de estado, una propiedad de un sistema que se determina especificando la condición o el estado del sistema (en términos de temperatura, presión y otros factores). *El valor de una función de estado solo depende del estado actual del sistema, no de la trayectoria que el sistema siguió para llegar a dicho estado*. Debido a que E es una función de estado, ΔE solo depende de los estados inicial y final del sistema, y no de cómo ocurrió el cambio.

Una analogía ayudará a entender la diferencia entre cantidades que son funciones de estado y aquellas que no lo son. Suponga que usted maneja desde Chicago, una ciudad que se encuentra a 182 m sobre el nivel del mar, a Denver, que se localiza a 1609 m sobre el nivel del mar. Sin importar la trayectoria que siga, el cambio en la altitud es de 1427 m. Sin embargo, la distancia recorrida dependerá de la ruta. La altitud es análoga a una función de estado, porque el cambio en la altitud es independiente de la trayectoria seguida. La distancia recorrida no es una función de estado.

Algunas cantidades termodinámicas, como E, son funciones de estado. Otras cantidades, como q y w, no lo son. Esto significa que, aunque $\Delta E = q + w$ no depende de cómo ocurre el cambio, las cantidades específicas de calor y trabajo producidas dependen de la forma como se realiza el cambio, de forma análoga a la elección de la ruta de viaje entre Chicago y Denver. No obstante, si al cambiar la trayectoria que sigue un sistema de un estado inicial a un estado final se incrementa el valor de q, ese cambio de trayectoria también disminuirá el valor de w exactamente en la misma cantidad. El resultado es que el valor de ΔE para las dos rutas será exactamente el mismo.

IMAGINE

Si la batería se define como el sistema, ¿cuál es el signo para *w* en el inciso *b*)?



► **FIGURA 8.10 La energía interna es una función de estado, pero el calor y el trabajo no lo son.** *a*) Una batería en cortocircuito, debido a una bobina, libera energía solo como calor hacia su entorno; no se efectúa trabajo alguno. *b*) Una batería pierde energía en forma de trabajo, al ser descargada por un motor (para que funcione el ventilador), y también pierde alguna energía como calor. El valor de ΔE es el mismo para ambos procesos, aunque los valores de *q* y *w* en *a*) sean diferentes a los obtenidos en *b*).

Este principio se puede ilustrar utilizando la batería de una linterna como nuestro sistema. Conforme se descarga la batería, su energía interna disminuye porque la energía almacenada en la batería se libera hacia el entorno. En la ▲ **FIGURA 8.10**, se consideran dos posibles formas de descargar una batería a temperatura constante. Si una bobina de alambre provoca un cortocircuito en la batería, no se realiza trabajo alguno porque nada se mueve contra una fuerza. Toda la energía se libera de la batería en forma de calor. (La bobina de alambre se calienta y libera calor hacia el entorno). Si la batería se emplea para hacer que un pequeño motor funcione, la descarga produce trabajo. Se liberará algo de calor, aunque no tanto como cuando la batería hace cortocircuito. Las magnitudes de *q* y *w* deben ser diferentes para estos dos casos. Sin embargo, si los estados inicial y final de la batería son idénticos en ambos casos, entonces $\Delta E = q + w$ debe ser el mismo en los dos casos, ya que ΔE es una función de estado. Recuerde: ΔE solo depende de los estados inicial y final del sistema, independientemente de la ruta específica tomada entre dichos estados.

PIÉNSELO UN POCO

¿En qué formas el saldo de su cuenta de cheques es una función de estado?

REFLEXIÓN

¿Comprendo y describo la primera ley de la termodinámica?
¿Interpreto el concepto de energía interna?

ACTIVIDAD

Realice en equipo las siguientes actividades.

1. Propongan un ejemplo de un sistema y su entorno, donde identifiquen las energías interna, potencial y cinética, el calor, el trabajo y el cumplimiento de la primera ley de la termodinámica.
2. *a*) Enuncien la primera ley de la termodinámica. *b*) ¿Qué entendemos por *energía interna* de un sistema? *c*) ¿Cuáles son los medios para aumentar la energía interna de un sistema cerrado?
3. *a*) Escriban una ecuación que exprese la primera ley de la termodinámica en términos de calor y de trabajo. *b*) ¿En qué condiciones las cantidades *q* y *w* serán números negativos?

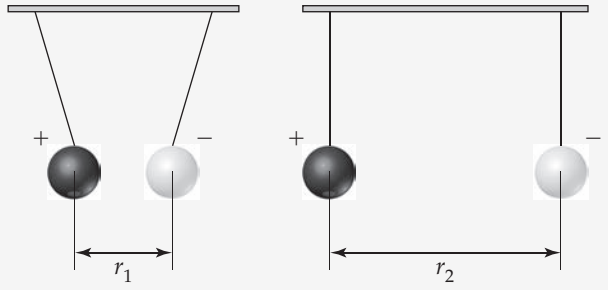
4. *a*) ¿Qué significa el término *función de estado*? *b*) Den un ejemplo de una cantidad que sea una función de estado y de otra que no lo sea. *c*) ¿El volumen del sistema es una función de estado? ¿Por qué?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice las siguientes actividades en hojas blancas, cuidando ortografía, limpieza, orden y cálculos debidamente estructurados. Incluya análisis dimensional, y verifique los resultados y las unidades.

1. Indique cuál de los siguientes procesos es independiente de la trayectoria por la que ocurre el cambio: *a*) el cambio en la energía potencial cuando un libro se transfiere de una mesa a un estante; *b*) el calor liberado cuando un terrón de azúcar se oxida a $CO_2(g)$ y $H_2O(g)$; *c*) el trabajo que se realiza al quemar un galón de gasolina.

2. Considere un sistema que consta de dos esferas con cargas opuestas que cuelgan mediante cuerdas y están separadas una distancia r_1, como se indica en la siguiente figura. Suponga que se separan a una mayor distancia r_2, apartándolas a lo largo de una pista. *a*) ¿Qué cambio ocurrió, si acaso, en la energía potencial del sistema? *b*) ¿Cuál es el efecto, si lo hay, que tiene este proceso sobre el valor de ΔE? *c*) ¿Qué puede decir con respecto a q y w en este proceso?



3. Calcule ΔE y determine si el proceso es endotérmico o exotérmico para los siguientes casos: *a*) $q = 0.763$ kJ y $w = -840$ J; *b*) un sistema libera 66.1 kJ de calor a su entorno, mientras que este realiza 44.0 kJ de trabajo sobre el sistema; *c*) el sistema absorbe 7.25 kJ de calor de su entorno, mientras que su volumen permanece constante (suponga que solo puede efectuarse trabajo *P*-*V*).

4. Para los siguientes procesos, calcule el cambio en la energía interna del sistema y determine si el proceso es endotérmico o exotérmico: *a*) Un globo se enfría eliminándole 0.655 kJ de calor. Se encoge debido al enfriamiento, y la atmósfera realiza 382 J de trabajo sobre el globo. *b*) Una barra de oro de 100.0 g se calienta pasando de 25 a 50 °C y durante el proceso absorbe 322 J de calor. Suponga que el volumen de la barra de oro permanece constante. *c*) El entorno efectúa 1.44 kJ de trabajo comprimiendo un gas en un cilindro perfectamente aislado.

8.3 ENTALPÍA

Los cambios químicos y físicos que ocurren a nuestro alrededor, como la fotosíntesis en las hojas de una planta, la evaporación del agua de un lago, o una reacción en un vaso de precipitados abierto en un laboratorio, ocurren esencialmente a presión atmosférica constante.* Estos cambios pueden dar por resultado la liberación o absorción de calor, y pueden ir acompañados del trabajo realizado por el sistema o sobre este. Al explorar tales cambios, se dispone de diversos medios experimentales para medir el flujo de calor hacia o desde el sistema; por consiguiente, nuestro análisis se enfoca sobre lo que se puede aprender acerca del flujo de calor. (Desde luego, para aplicar la primera ley de la termodinámica a estos procesos, es necesario tomar en cuenta cualquier trabajo que acompañe al proceso).

Un sistema que consiste en un gas confinado en un recipiente puede caracterizarse mediante varias propiedades. Entre las más importantes están la *presión* del gas, *P*, y el *volumen*

*Probablemente usted esté familiarizado con el concepto de presión atmosférica. Aquí solo se necesita saber que la atmósfera ejerce una presión prácticamente constante sobre la superficie de la Tierra.

del recipiente, V. Al igual que la energía interna E, tanto P como V son funciones de estado: solo dependen del estado actual del sistema y no de la trayectoria seguida para llegar a ese estado.

Es posible combinar estas tres funciones de estado, E, P y V, para definir una nueva función de estado llamada **entalpía** (del griego *enthalpein*, que quiere decir calentar). Esta nueva función es particularmente útil al analizar el flujo de calor en procesos que ocurren a presión constante (o casi constante). La entalpía, la cual se denota con el símbolo H, se define como la energía interna más el producto de la presión y el volumen del sistema:

$$H = E + PV \qquad [8.6]$$

PIÉNSELO UN POCO

Considerando la definición de entalpía en la ecuación 8.6, ¿por qué H debe ser una función de estado?

Tal vez el lector se pregunte por qué es conveniente definir una nueva función H. Para responder a esta pregunta, recuerde de la ecuación 8.5 que ΔE no solo implica el calor q que se agrega al sistema o se elimina de este, sino también el trabajo w realizado por el sistema o sobre este. Comúnmente, el único tipo de trabajo producido por cambios químicos o físicos abiertos a la atmósfera es el trabajo mecánico asociado con un cambio en el volumen. Por ejemplo, cuando la reacción del zinc metálico con una disolución de ácido clorhídrico

$$Zn(s) + 2\,H^+(ac) \longrightarrow Zn^{2+}(ac) + H_2(g) \qquad [8.7]$$

ocurre a presión constante en el aparato ilustrado en la ▼ **FIGURA 8.11**, el pistón se mueve hacia arriba o hacia abajo para mantener una presión constante en el recipiente. Si, para simplificar, se supone que el pistón no tiene masa, la presión en el aparato será la misma que la atmosférica. Conforme procede la reacción, se forma gas H_2 y el pistón se eleva. Entonces, el gas que se encuentra dentro del matraz está realizando un trabajo sobre el entorno, porque levanta el pistón en contra de la fuerza de la presión atmosférica.

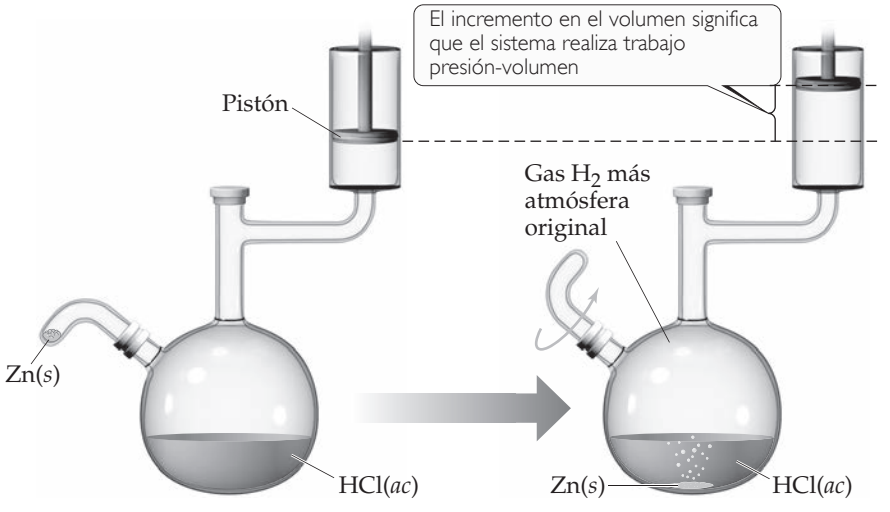
El trabajo implicado en la expansión o compresión de gases se conoce como **trabajo presión-volumen** (o trabajo P-V). Cuando la presión es constante en un proceso, como en nuestro ejemplo anterior, el signo y la magnitud del trabajo presión-volumen están dados por

$$w = -P\,\Delta V \qquad [8.8]$$

donde P es la presión y $\Delta V = V_{final} - V_{inicial}$ es el cambio en el volumen del sistema. El signo negativo en la ecuación 8.8 es necesario para cumplir con las convenciones de los signos resumidas en la tabla 8.1. La presión P siempre es un número positivo o cero. Cuando el volumen del sistema se expande, ΔV también es una cantidad positiva. Como el sistema en expansión realiza trabajo sobre el entorno, entonces w es negativo, ya que la energía abandona el sistema en forma de trabajo. Observe que si el gas se comprime, ΔV es negativo (el

IMAGINE

Si se incrementa la cantidad de zinc empleada en la reacción, ¿el sistema realizará más trabajo? ¿Se necesita información adicional para responder a esta pregunta?



► **FIGURA 8.11** **Un sistema que realiza trabajo sobre su entorno.**

volumen disminuye), y la ecuación 8.8 indica que w es positivo, expresando que el entorno efectúa trabajo sobre el sistema. El recuadro "Una mirada de cerca" analiza con detalle el trabajo presión-volumen, pero todo lo que el lector necesita recordar por ahora es la ecuación 8.8, la cual se aplica a los procesos que ocurren a presión constante.

PIÉNSELO UN POCO

Si un sistema no cambia su volumen durante el transcurso de un proceso, ¿realiza trabajo presión-volumen?

Continuemos nuestro análisis de la entalpía. Cuando ocurre un cambio a presión constante, el cambio de entalpía, ΔH, está dado por la relación:

$$\begin{aligned}\Delta H &= \Delta(E + PV) \\ &= \Delta E + P\Delta V \quad \text{(presión constante)}\end{aligned} \qquad [8.9]$$

Es decir, el cambio de entalpía es igual al cambio de la energía interna más el producto de la presión constante por el cambio de volumen.

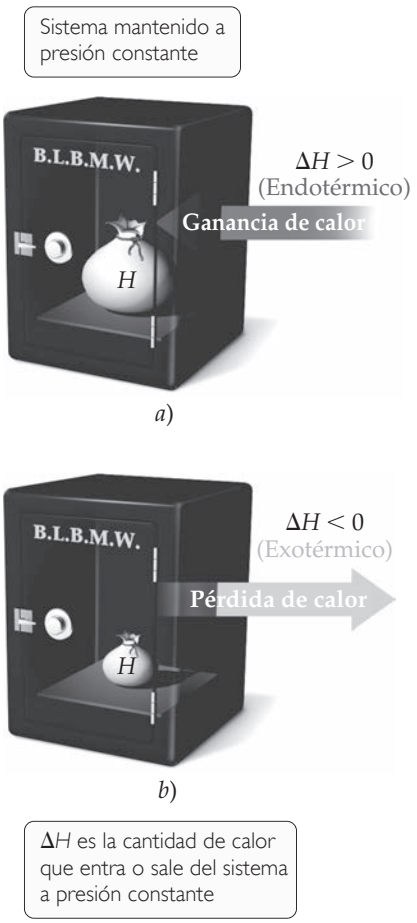
Recuerde que $\Delta E = q + w$ (ecuación 8.5) y que el trabajo implicado en la expansión o compresión de gases es $w = -P\,\Delta V$ (a presión constante). Si en la ecuación 8.9 se sustituye $P\,\Delta V$ por $-w$, y ΔE por $q + w$, se tiene:

$$\Delta H = \Delta E + P\,\Delta V = (q_P + w) - w = q_P \qquad [8.10]$$

El subíndice P en q indica que el proceso ocurre a presión constante. Así, *el cambio de entalpía es igual al calor q_P ganado o perdido a presión constante*. Como q_P es algo que puede medirse o calcularse fácilmente, y como muchos de los cambios físicos y químicos que nos interesan ocurren a presión constante, entonces para la mayoría de las reacciones la entalpía es una función más útil que la energía interna. Además, en la mayoría de las reacciones, la diferencia entre ΔH y ΔE es pequeña porque $P\,\Delta V$ es pequeño.

Cuando ΔH es positivo (es decir, cuando q_P es positivo), el sistema ha ganado calor de su entorno (tabla 8.1), lo cual significa que el proceso es endotérmico. Cuando ΔH es negativo, el sistema ha liberado calor hacia el entorno, lo que implica un proceso exotérmico. Para continuar con la analogía bancaria de la figura 8.7, a presión constante, un proceso endotérmico deposita energía en el sistema en forma de calor, y un proceso exotérmico retira energía en forma de calor (► **FIGURA 8.12**).

Debido a que H es una función de estado, ΔH (igual a q_P) solo depende de los estados inicial y final del sistema, y no de cómo ocurre el cambio. Sin embargo, recordemos que q no es una función de estado, porque la relación entre ΔH y q_P tiene la limitación especial de que solo se implica el trabajo P-V y que la presión es constante.



▲ **FIGURA 8.12 Procesos endotérmicos y exotérmicos.** *a*) Un proceso endotérmico ($\Delta H > 0$) deposita calor en el sistema. *b*) Un proceso exotérmico ($\Delta H < 0$) retira calor del sistema.

PIÉNSELO UN POCO

¿En el laboratorio, qué aparato de medición es usual emplear en los experimentos que miden cambios de entalpía?

EJERCICIO RESUELTO 8.3 Determinación del signo de ΔH

Indique el signo del cambio de entalpía, ΔH, en cada uno de los siguientes procesos realizados a presión atmosférica e indique si el proceso es endotérmico o exotérmico: *a*) Un cubo de hielo se derrite; *b*) 1 g de butano (C_4H_{10}) se quema en suficiente oxígeno para lograr una combustión completa y formar CO_2 y H_2O.

SOLUCIÓN

Análisis Nuestro objetivo es determinar si ΔH es positivo o negativo para cada proceso. Puesto que cada proceso ocurre a presión constante, entonces el cambio de entalpía es igual a la cantidad de calor absorbido o liberado, $\Delta H = q_P$.

Estrategia En cada proceso se debe predecir si el calor es absorbido o liberado por el sistema. Los procesos en los que se absorbe calor son endotérmicos y tienen un signo positivo para ΔH; aquellos donde se libera calor son exotérmicos y tienen un signo negativo para ΔH.

Solución En *a*) el agua que forma el cubo de hielo es el sistema. El cubo de hielo absorbe calor del entorno conforme se derrite, así que ΔH es positivo y el proceso es endotérmico.

En *b*) el sistema es 1 g de butano y el oxígeno requerido para quemarlo. La combustión de butano en oxígeno libera calor, de manera que ΔH es negativo y el proceso es exotérmico.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Se vierte oro fundido en un molde para solidificarlo a presión atmosférica. Con el oro definido como el sistema, ¿la solidificación es un proceso exotérmico o endotérmico?

Respuesta: Para solidificarse, el oro debe enfriarse por debajo de su temperatura de fusión. Se enfría transfiriendo su calor al entorno. El aire alrededor de la muestra se sentirá caliente porque recibe calor del oro fundido, lo que implica que el proceso es exotérmico.

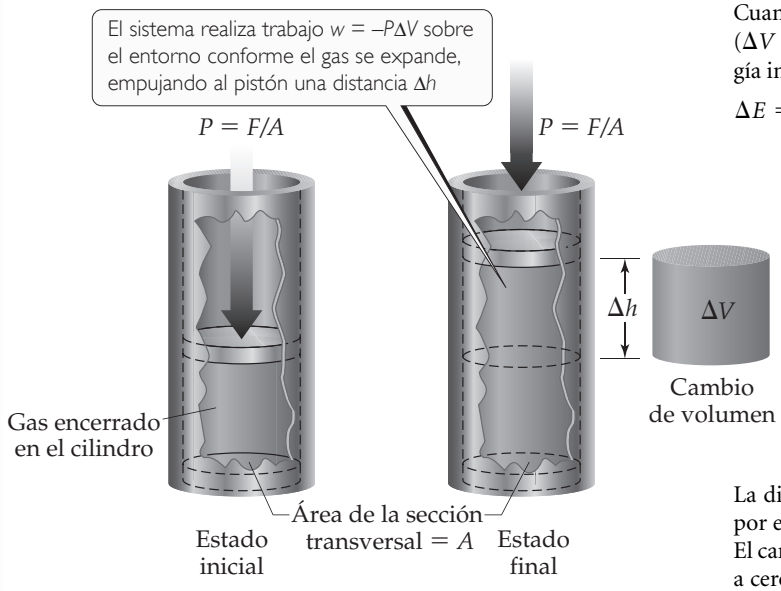
Cabe hacer notar que la solidificación de un líquido es el proceso inverso a lo analizado en este ejercicio. Como se verá, al invertir la dirección de un proceso cambia el signo del calor transferido.

UNA MIRADA DE CERCA

ENERGÍA, ENTALPÍA Y TRABAJO *P-V*

En química, interesan principalmente dos tipos de trabajo: el trabajo eléctrico y el trabajo mecánico que realizan los gases en expansión. Aquí la atención será solo en el último, conocido como trabajo presión-volumen, o *P-V*. Los gases que se expanden en el cilindro de un motor de automóvil realizan un trabajo *P-V* sobre el pistón; finalmente, este trabajo hace girar las ruedas. Los gases en expansión de una reacción en un recipiente abierto realizan un trabajo *P-V* sobre la atmósfera. En un sentido práctico, este trabajo no logra nada, pero debe tomarse en cuenta todo el trabajo, sea útil o no, cuando se monitorean los cambios de energía en un sistema.

Considere un gas confinado en un cilindro con un pistón móvil de área transversal A (▼ **FIGURA 8.13**). Sobre el pistón actúa una fuerza F dirigida hacia abajo. La *presión*, P, sobre el gas es la fuerza por área: $P = F/A$. Se supone que el pistón es de masa despreciable y que la única presión que actúa sobre él es la *presión atmosférica*, debida a la atmósfera terrestre, la cual se considera constante.



▲ **FIGURA 8.13** **Trabajo presión-volumen.** La cantidad de trabajo realizado por el sistema sobre el entorno es $w = -P\Delta V$.

Suponga que el gas se expande y que el pistón se mueve una distancia Δh. A partir de la ecuación 8.3, la magnitud del trabajo realizado por el sistema es

$$\text{Magnitud del trabajo} = \text{fuerza} \times \text{distancia} = F \times \Delta h \quad [8.11]$$

Se puede reacomodar la definición de presión, $P = F/A$, como $F = P \times A$. El cambio de volumen, ΔV, resultante del movimiento del pistón, es el producto del área transversal del pistón y la distancia que este se mueve: $\Delta V = A \times \Delta h$. Al sustituir lo anterior en la ecuación 8.11, se obtiene

$$\begin{aligned}\text{Magnitud de trabajo} &= F \times \Delta h = P \times A \times \Delta h \\ &= P \times \Delta V\end{aligned}$$

Como el sistema (el gas confinado) realiza trabajo sobre el entorno, el trabajo es una cantidad negativa:

$$w = -P\,\Delta V \quad [8.12]$$

Ahora, si el trabajo *P-V* es el único trabajo que puede efectuarse, entonces es posible sustituir la ecuación 8.12 en la ecuación 8.5, para deducir que

$$\Delta E = q + w = q - P\,\Delta V \quad [8.13]$$

Cuando una reacción ocurre en un recipiente de volumen constante ($\Delta V = 0$), entonces, el calor transferido es igual al cambio en la energía interna:

$$\Delta E = q - P\Delta V = q - P(0) = q_V \quad \text{(volumen constante)} \quad [8.14]$$

El subíndice V indica que el volumen es constante.

La mayoría de las reacciones se efectúan a presión constante, de manera que la ecuación 8.13 se convierte en

$$\Delta E = q_P - P\,\Delta V$$

$$q_P = \Delta E + P\,\Delta V \quad \text{(presión constante)} \quad [8.15]$$

De la ecuación 8.9 se tiene que el lado derecho de la ecuación 8.15 es el cambio de entalpía a presión constante. Por lo tanto, $\Delta H = q_P$, como se vio en la ecuación 8.10.

En resumen, el cambio en la energía interna es igual al calor ganado o perdido a volumen constante, y el cambio en la entalpía es igual al calor ganado o perdido a presión constante. La diferencia entre ΔE y ΔH es la cantidad de trabajo *P-V* realizado por el sistema cuando el proceso ocurre a presión constante, $-P\,\Delta V$. El cambio de volumen que acompaña a muchas reacciones es cercano a cero, lo que hace que $P\,\Delta V$ y, por lo tanto, la diferencia entre ΔE y ΔH sean pequeños. En general, resulta satisfactorio utilizar ΔH como la medida de los cambios de energía durante la mayoría de los procesos químicos.

REFLEXIÓN
¿Interpreto el concepto de entalpía?

8.4 ENTALPÍAS DE REACCIÓN

Debido a que $\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$, el cambio de entalpía en una reacción química está dado por

$$\Delta H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactivos}} \qquad [8.16]$$

El cambio de entalpía que acompaña a una reacción se conoce como **entalpía de reacción**, o *calor de reacción*, y algunas veces se representa como ΔH_{rxn}, donde "rxn" se utiliza comúnmente para abreviar "reacción".

Cuando se da un valor numérico para ΔH_{rxn}, se debe especificar la reacción implicada. Por ejemplo, cuando 2 moles de $H_2(g)$ se queman para formar 2 moles de $H_2O(g)$ a presión constante, el sistema libera 483.6 kJ de calor. Esta información se resume como

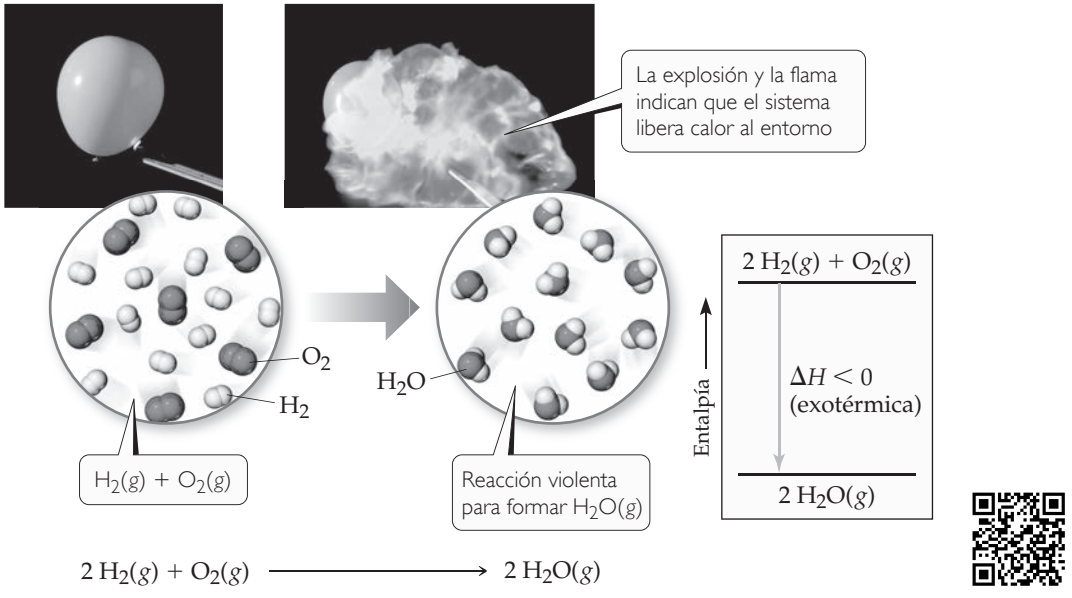
$$2\,H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\,H_2O(g) \qquad \Delta H = -483.6\ \text{kJ} \qquad [8.17]$$

El signo negativo de ΔH indica que esta reacción es exotérmica. Observe que ΔH se reporta al final de la ecuación balanceada, sin mencionar explícitamente las cantidades de las sustancias químicas que participan. En tales casos, los coeficientes en la ecuación balanceada representan el número de moles de los reactivos y productos que ocasionan el cambio de entalpía asociado. Las ecuaciones químicas balanceadas que muestran de esta forma el cambio de entalpía asociado se conocen como *ecuaciones termoquímicas*.

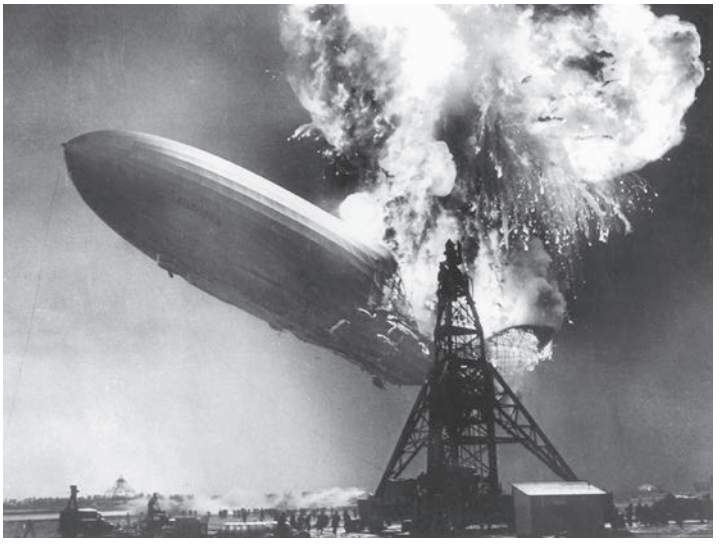
La naturaleza exotérmica de esta reacción también se manifiesta en el *diagrama de entalpía* en la ▼ **FIGURA 8.14**. Observe que la entalpía de los reactivos es mayor (más positiva) que la entalpía de los productos. Así, $\Delta H = H_{\text{productos}} - H_{\text{reactivos}}$ es negativo.

PIÉNSELO UN POCO

Si la reacción para formar agua se escribiera como $H_2(g) + \frac{1}{2}\,O_2(g) \longrightarrow H_2O(g)$, ¿usted esperaría el mismo valor de ΔH que en la ecuación 8.17? ¿Por qué?



▲ **FIGURA 8.14** **Reacción exotérmica de hidrógeno con oxígeno.** Cuando se enciende una mezcla de $H_2(g)$ y $O_2(g)$ para formar $H_2O(g)$, la explosión resultante produce un flamazo. Puesto que el sistema libera calor al entorno, entonces la reacción es exotérmica, como se indica en el diagrama de entalpía.



▲ **FIGURA 8.15 El incendio del dirigible *Hindenburg* lleno de hidrógeno.** Esta tragedia, en Lakehurst, Nueva Jersey, el 6 de mayo de 1937, hizo que se dejara de utilizar al hidrógeno como gas de flotación en estas naves. Los dirigibles modernos se abastecen con helio, el cual no flota tanto como el hidrógeno, pero no es inflamable.

La reacción del hidrógeno con oxígeno es altamente exotérmica y ocurre rápidamente una vez iniciada. Puede suceder con violencia explosiva, como lo demuestran las explosiones del dirigible alemán *Hindenburg* en 1937 (▲ **FIGURA 8.15**) y el transbordador espacial *Challenger* en 1986.

Las siguientes pautas son útiles cuando se emplean ecuaciones termoquímicas y diagramas de entalpía:

1. **La entalpía es una propiedad extensiva**. La magnitud de ΔH es proporcional a la cantidad de reactivo consumido en el proceso. Por ejemplo, se producen 890 kJ de calor cuando 1 mol de CH_4 se quema en un sistema a presión constante:

$$CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(l) \qquad \Delta H = -890\text{ kJ} \qquad [8.18]$$

   Ya que la combustión de 1 mol de CH_4 con 2 moles de O_2 libera 890 kJ de calor, la combustión de 2 moles de CH_4 con 4 moles de O_2 liberará el doble de calor, 1780 kJ.

2. **El cambio de entalpía en una reacción es igual en magnitud, pero de signo opuesto, al ΔH de la reacción inversa.** Por ejemplo, ΔH para la inversa de la ecuación 8.18 es +890 kJ:

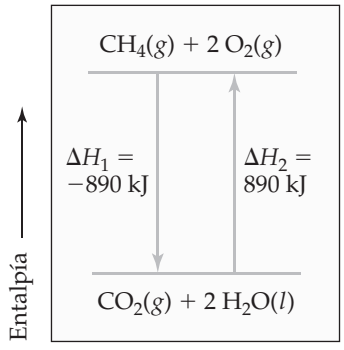
$$CO_2(g) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow CH_4(g) + 2\,O_2(g) \qquad \Delta H = +890\text{ kJ} \qquad [8.19]$$

   Cuando se revierte una reacción, se invierten los papeles de los productos y los reactivos. A partir de la ecuación 8.16, se observa que invertir los productos y reactivos conduce a la misma magnitud de ΔH, pero con un cambio de signo (◄ **FIGURA 8.16**).

3. **El cambio de entalpía en una reacción depende de los estados de los reactivos y productos**. Si el producto en la ecuación 8.18 fuera $H_2O(g)$ en lugar de $H_2O(l)$, el ΔH_{rxn} sería −802 kJ en vez de −890 kJ. Habría menos calor disponible para transferirse hacia el entorno porque la entalpía del $H_2O(g)$ es mayor que la del $H_2O(l)$. Una forma de ver esto es imaginar que el producto es inicialmente agua líquida. Esta debe convertirse en vapor de agua y la conversión de 2 moles de $H_2O(l)$ en 2 moles de $H_2O(g)$ es un proceso endotérmico que absorbe 88 kJ:

$$2\,H_2O(l) \longrightarrow 2\,H_2O(g) \qquad \Delta H = +88\text{ kJ} \qquad [8.20]$$

   Así, es importante especificar los estados de los reactivos y productos en las ecuaciones termoquímicas. Además, en general se supone que los reactivos y productos están a la misma temperatura, 25 °C, a menos que se indique lo contrario.



▲ **FIGURA 8.16 ΔH para una reacción inversa.** Al invertir una reacción, se modifica el signo pero no la magnitud del cambio de la entalpía: $\Delta H_2 = -\Delta H_1$.

EJERCICIO RESUELTO 8.4 Relación de ΔH con cantidades de reactivos y productos

¿Cuánto calor se libera cuando 4.50 g de gas metano se queman en un sistema a presión constante? (Utilice la información dada en la ecuación 8.18).

SOLUCIÓN

Análisis Nuestro objetivo es utilizar una ecuación termoquímica para calcular el calor producido cuando se quema una cantidad específica de gas metano. De acuerdo con la ecuación 8.18, el sistema libera 890 kJ de calor, cuando se quema 1 mol de CH_4 a presión constante.

Estrategia La ecuación 8.18 nos da un factor de conversión estequiométrico: (1 mol de $CH_4 \cong -890$ kJ). Así, es posible convertir moles de CH_4 a kJ de energía. Sin embargo, primero se deben convertir gramos de CH_4 a moles de CH_4. Entonces, la secuencia de conversión es gramos de CH_4 (dados) $\rightarrow$ moles de $CH_4 \rightarrow$ kJ (incógnita por encontrar).

Solución Al sumar las masas atómicas de C y 4 H, resulta que 1 mol de $CH_4 = 16.0$ g de CH_4. Se pueden utilizar factores adecuados de conversión para convertir gramos de CH_4 a moles de CH_4 a kilojoules:

$$\text{Calor} = (4.50\text{ g CH}_4)\left(\frac{1\text{ mol CH}_4}{16.0\text{ g CH}_4}\right)\left(\frac{-890\text{ kJ}}{1\text{ mol CH}_4}\right) = -250\text{ kJ}$$

El signo negativo indica que el sistema liberó 250 kJ hacia el entorno.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

El peróxido de hidrógeno puede descomponerse en agua y oxígeno mediante la reacción:

$$2\,H_2O_2(l) \longrightarrow 2\,H_2O(l) + O_2(g) \qquad \Delta H = -196\text{ kJ}$$

Calcule la cantidad de calor liberado cuando 5.00 g de $H_2O_2(l)$ se descomponen a presión constante.

Respuesta: -14.4 kJ

ESTRATEGIAS EN QUÍMICA

USO DE LA ENTALPÍA COMO UNA GUÍA

Si sostiene un ladrillo en el aire y lo suelta, es claro lo que sucede: el ladrillo cae debido a la fuerza de gravedad que lo atrae hacia la Tierra. Un proceso que encuentra condiciones termodinámicas favorables para ocurrir, como la caída de un ladrillo, se denomina proceso *espontáneo*. Un proceso espontáneo puede ser rápido o lento; la rapidez del proceso no está regida por la termodinámica.

En ocasiones los procesos químicos resultan favorecidos desde el punto de vista termodinámico, esto es, pueden ser espontáneos. Sin embargo, el carácter espontáneo no implica que la reacción formará productos sin intervención alguna. Podría darse el caso, pero generalmente debe suministrarse alguna energía para que el proceso se inicie. El cambio de entalpía en una reacción da una indicación sobre la probabilidad de que la reacción sea espontánea. Por ejemplo, la combustión de $H_2(g)$ y $O_2(g)$ es altamente exotérmica:

$$H_2(g) + \tfrac{1}{2}\,O_2(g) \longrightarrow H_2O(g) \qquad \Delta H = -242\text{ kJ}$$

El hidrógeno y el oxígeno gaseosos pueden coexistir en un volumen indefinidamente sin que se observe alguna reacción apreciable. Sin embargo, una vez iniciada la reacción, la energía se transfiere rápidamente como calor desde el sistema (los reactivos) hacia el entorno. Así, el sistema pierde entalpía por la transferencia de calor hacia el entorno. (Recuerde que la primera ley de la termodinámica nos dice que la energía total del sistema más la del entorno no cambia; es decir, la energía se conserva).

Sin embargo, el cambio de entalpía no es la única consideración en la espontaneidad de las reacciones y tampoco es una guía infalible. Por ejemplo, a pesar de que la fusión del hielo es un proceso endotérmico:

$$H_2O(s) \longrightarrow H_2O(l) \qquad \Delta H = +6.01\text{ kJ}$$

este proceso es espontáneo a temperaturas superiores al punto de congelación del agua (0 °C). El proceso inverso, el congelamiento del agua para formar hielo, es espontáneo a temperaturas por debajo de los 0 °C. Por lo tanto, se sabe que el hielo se funde a temperatura ambiente, y que el agua colocada en un congelador a –20 °C se volverá hielo. Ambos procesos son espontáneos en condiciones distintas, aunque sean inversos entre sí.

A pesar de estos complicados factores, se debería prestar atención a los cambios de entalpía en las reacciones. Como una observación general, cuando el cambio de entalpía es considerable, este es el factor dominante para determinar la espontaneidad. Así, las reacciones cuyo ΔH es *grande* y *negativo* tienden a ser espontáneas. Las reacciones cuyo ΔH es *grande* y *positivo* muestran tendencia a ser espontáneas solo en la dirección inversa.

En muchas situaciones será útil conocer el signo y la magnitud del cambio de entalpía asociado con un proceso químico determinado. Como se verá en las siguientes secciones, ΔH puede determinarse directamente por experimentación o calcularse a partir de cambios conocidos de entalpía de otras reacciones.

ACTIVIDAD

Conteste de manera correcta las siguientes preguntas. Fundamente sus respuestas.

1. *a*) ¿Por qué, por lo general, es más fácil medir el cambio de entalpía que el cambio de energía interna? *b*) H es una función de estado, pero q no lo es. Explique por qué. *c*) Para un proceso determinado a presión constante, ΔH es positivo. ¿El proceso es endotérmico o exotérmico?
2. *a*) ¿En qué condición el cambio de entalpía de un proceso será igual a la cantidad de calor transferido hacia o desde el sistema? *b*) Durante un proceso a presión constante, el sistema libera calor al entorno. ¿Aumenta o disminuye la entalpía del sistema durante el proceso? *c*) En un proceso a presión constante, $\Delta H = 0$. ¿Qué concluye sobre ΔE, q y w?
3. Dado un ΔH para un proceso que ocurre a presión constante, ¿qué información adicional se necesita para determinar el ΔE del proceso?
4. Sin consultar las tablas, prediga cuál de los siguientes casos tiene la mayor entalpía: *a*) 1 mol de $CO_2(s)$ o 1 mol de $CO_2(g)$ a la misma temperatura; *b*) 2 moles de átomos de hidrógeno o 1 mol de H_2; *c*) 1 mol de $H_2(g)$ y 0.5 moles de $O_2(g)$ a 25 °C o 1 mol de $H_2O(g)$ a 25 °C; *d*) 1 mol de $N_2(g)$ a 100 °C o 1 mol de $N_2(g)$ a 300 °C.
5. Un gas se confina en un cilindro a presión atmosférica constante, como se ilustra en la figura 8.4. Cuando se agregan 0.49 kJ de calor al gas, se expande y realiza un trabajo de 214 J de sobre el entorno. ¿Cuáles son los valores de ΔH y ΔE para este proceso?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

Realice los siguientes ejercicios cuidando ortografía, limpieza, orden, cálculos y análisis dimensional.

1. La combustión completa de etanol, $C_2H_5OH(l)$, para formar $H_2O(g)$ y $CO_2(g)$ a presión constante libera 1235 kJ de calor por mol de C_2H_5OH. *a*) Escriba una ecuación termoquímica balanceada para esta reacción. *b*) Dibuje un diagrama de entalpía para la reacción.
2. La descomposición de la cal apagada, $Ca(OH)_2(s)$, en cal, $CaO(s)$, y $H_2O(g)$ a presión constante requiere de la adición de 109 kJ de calor por mol de $Ca(OH)_2$. *a*) Escriba una ecuación termoquímica balanceada para la reacción. *b*) Dibuje un diagrama de entalpía para la reacción.
3. El ozono, $O_3(g)$, es una forma de oxígeno elemental que tiene importancia en la absorción de la radiación ultravioleta en la estratosfera. Se degrada a $O_2(g)$ a temperatura y presión ambientales de acuerdo con la siguiente reacción:
   $2\ O_3(g) \longrightarrow 3\ O_2(g) \qquad \Delta H = -284.6\ \text{kJ}$
   a) ¿Cuál es el cambio de entalpía para esta reacción por mol de $O_3(g)$? *b*) ¿Quién tiene mayor entalpía en estas condiciones, 2 $O_3(g)$ o 3 $O_2(g)$?
4. Considere la siguiente reacción:
   $2\ Mg(s) + O_2(g) \longrightarrow 2\ MgO(s) \qquad \Delta H = -1204\ \text{kJ}$
   a) ¿Esta reacción es endotérmica o exotérmica? *b*) Calcule la cantidad de calor transferida cuando 3.55 g de $Mg(s)$ reaccionan a presión constante. *c*) ¿Cuántos gramos de MgO se producen durante un cambio de entalpía de -234 kJ? *d*) ¿Cuántos kilojoules de calor se absorben cuando se descomponen 40.3 g de $MgO(s)$ en $Mg(s)$ y $O_2(g)$ a presión constante?
5. Considere la combustión de metanol líquido, $CH_3OH(l)$:
   $CH_3OH(l) + \frac{3}{2}\,O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(l) \qquad \Delta H = -726.5\ \text{kJ}$
   a) ¿Cuál es el cambio de entalpía para la reacción inversa? *b*) Balancee la ecuación directa con coeficientes enteros. ¿Cuál es el ΔH para la reacción representada por esta ecuación? *c*) ¿Cuál tiene mayores probabilidades de ser termodinámicamente más favorable, la reacción directa o la inversa? *d*) Si la reacción se escribiera para producir $H_2O(g)$ en vez de $H_2O(l)$, ¿esperaría que la magnitud de ΔH aumentara, disminuyera o permaneciera igual? Explique su respuesta.
6. Considere la descomposición del benceno liquido, $C_6H_6(l)$, en acetileno gaseoso, $C_2H_2(g)$:
   $C_6H_6(l) \longrightarrow 3\ C_2H_2(g) \qquad \Delta H = +630\ \text{kJ}$
   a) ¿Cuál es el cambio de entalpía para la reacción inversa? *b*) ¿Cuál es el ΔH para la formación de 1 mol de acetileno? *c*) ¿Cuál tiene mayores probabilidades

de ser termodinámicamente más favorable, la reacción directa o la inversa? *d*) Si se consume $C_6H_6(g)$ en vez de $C_6H_6(l)$, ¿esperaría que la magnitud de ΔH aumentara, disminuyera o permaneciera igual? Explique.

8.5 CALORIMETRÍA

Es posible determinar en forma experimental el valor de ΔH midiendo el flujo de calor que acompaña a una reacción a presión constante. En general, es posible obtener la magnitud del flujo de calor midiendo la magnitud del cambio de temperatura que produce el flujo de calor. La medición del flujo de calor es la **calorimetría**; el **calorímetro** es un dispositivo empleado para medir el flujo de calor.

Capacidad calorífica y calor específico

Cuanto más calor gana un objeto, más se calienta. Todas las sustancias cambian de temperatura cuando se les calienta, pero la magnitud del cambio de temperatura producido por una cantidad determinada de calor varía de una sustancia a otra. El cambio de temperatura que experimenta un objeto cuando absorbe cierta cantidad de calor se determina mediante su **capacidad calorífica**, que se denota con C. La capacidad calorífica de un objeto es la cantidad de calor requerido para elevar su temperatura 1 K (o 1 °C). A mayor capacidad calorífica, mayor calor se requerirá para ocasionar un incremento determinado en la temperatura.

En el caso de sustancias puras, la capacidad calorífica generalmente está dada para una cantidad especificada de la sustancia. La capacidad calorífica de un mol de una sustancia se conoce como su **capacidad calorífica molar**, C_m. La capacidad calorífica de un gramo de una sustancia se conoce como su *capacidad calorífica específica*, o simplemente como **calor específico**. El calor específico, C_s, de una sustancia se determina experimentalmente midiendo el cambio de temperatura, ΔT, que sufre una masa, m, conocida de la sustancia cuando gana o pierde una cantidad específica de calor, q:

$$\text{Calor específico} = \frac{\text{(cantidad de calor transferido)}}{\text{(gramos de sustancias)} \times \text{(cambio de temperatura)}}$$

$$C_s = \frac{q}{m \times \Delta T} \qquad [8.21]$$

Por ejemplo, se requieren 209 J para incrementar la temperatura de 50.0 g de agua en 1.00 K. Por lo tanto, el calor específico del agua es

$$C_s = \frac{209\ \text{J}}{(50.0\ \text{g})(1.00\ \text{K})} = 4.18\ \text{J/g-K}$$

Un cambio de temperatura en kelvin es igual en magnitud al cambio de temperatura en grados Celsius: ΔT en $K = \Delta T$ en °C. Por lo tanto, este calor específico para el agua también puede reportarse como 4.18 J/(g °C).

Como los valores del calor específico para una sustancia dada pueden variar ligeramente con la temperatura, es frecuente especificar la temperatura con precisión. Por ejemplo, el valor 4.18 J/(g-K) empleado aquí para el agua es para el caso en que el agua se encuentra inicialmente a 14.5 °C (► **FIGURA 8.17**). El calor específico del agua a esta temperatura se emplea para definir la caloría en el valor indicado anteriormente: 1 cal = 4.184 J exactamente.

Cuando una muestra absorbe calor (q positivo), su temperatura aumenta (ΔT positivo). Al reacomodar la ecuación 8.21, se obtiene

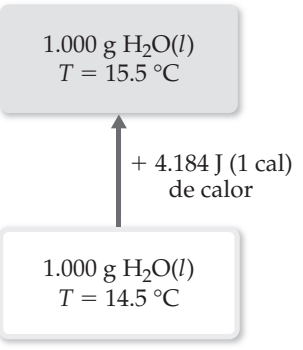
$$q = C_s \times m \times \Delta T \qquad [8.22]$$

Así, es posible calcular la cantidad de calor que una sustancia gana o pierde, utilizando su calor específico junto con su masa medida y el cambio de temperatura.

La ► **TABLA 8.2** lista los calores específicos de varias sustancias. Observe que el calor específico del agua líquida es mayor que los de otras sustancias incluidas. El alto calor específico del agua afecta el clima de la Tierra porque hace que las temperaturas de los océanos sean relativamente resistentes al cambio.

IMAGINE

¿El proceso que se representa en la figura es endotérmico o exotérmico?



▲ **FIGURA 8.17 Calor específico del agua.**

TABLA 8.2 • Calores específicos de algunas sustancias a 298 K

Elementos		Compuestos	
Sustancia	**Calor específico (J/g-K)**	**Sustancia**	**Calor específico (J/g-K)**
$N_2(g)$	1.04	$H_2O(l)$	4.18
$Al(s)$	0.90	$CH_4(g)$	2.20
$Fe(s)$	0.45	$CO_2(g)$	0.84
$Hg(l)$	0.14	$CaCO_3(s)$	0.82

PIÉNSELO UN POCO

¿Cuál sustancia de la tabla 8.2 experimenta el mayor cambio de temperatura cuando la misma masa de cada sustancia absorbe igual cantidad de calor?

EJERCICIO RESUELTO 8.5 Relación entre el calor, el cambio de temperatura y la capacidad calorífica

a) ¿Cuánto calor se necesita para calentar 250 g de agua (aproximadamente 1 taza) de 22 °C (esto es, la temperatura ambiente) a 98 °C (cerca de su punto de ebullición)? *b*) ¿Cuál es la capacidad calorífica molar del agua?

SOLUCIÓN

Análisis En el inciso *a*) se debe obtener la cantidad de calor (q) necesaria para calentar el agua, dada la masa de agua (m), su cambio de temperatura (ΔT) y su calor específico (C_s). En el inciso *b*) se debe calcular la capacidad calorífica molar (capacidad calorífica por mol, C_m) del agua a partir de su calor específico (capacidad calorífica por gramo).

Estrategia *a*) A partir de C_s, m y ΔT, es posible calcular la cantidad de calor, q, empleando la ecuación 8.22. *b*) Se puede utilizar la masa molar del agua y el análisis dimensional para convertir la capacidad calorífica por gramo a capacidad calorífica por mol.

Solución

a) El agua experimenta un cambio de temperatura de

$$\Delta T = 98\ °C - 22\ °C = 76\ °C = 76\ K$$

Utilizando la ecuación 8.22, se tiene

$$q = C_s \times m \times \Delta T$$
$$= (4.18\ J/g\text{-}K)(250\ g)(76\ K) = 7.9 \times 10^4\ J$$

b) La capacidad calorífica molar es la capacidad calorífica de un mol de sustancia. Empleando las masas atómicas del hidrógeno y el oxígeno, resulta

$$1\ mol\ H_2O = 18.0\ g\ H_2O$$

A partir del calor específico dado en *a*):

$$C_m = \left(4.18\ \frac{J}{g\text{-}K}\right)\left(\frac{18.0\ g}{1\ mol}\right) = 75.2\ J/mol\text{-}K$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

a) En algunas casas con calefacción solar, se utilizan grandes lechos de roca para almacenar calor. Suponga que el calor específico de las rocas es de 0.82 J/g-K. Calcule la cantidad de calor absorbida por 50.0 kg de rocas si su temperatura aumenta en 12.0 °C. *b*) ¿Qué cambio de temperatura experimentarían estas rocas si emitieran 450 kJ de calor?

Respuestas: *a*) 4.9×10^5 J, *b*) una disminución de 11 K = 11 °C

Calorimetría a presión constante

Las técnicas y el equipo empleados en calorimetría dependen de la naturaleza del proceso en estudio. Para muchas reacciones, como las que ocurren en disolución, es fácil controlar la presión y medir directamente el ΔH. Aunque los calorímetros utilizados para trabajos muy minuciosos son instrumentos de precisión, en los laboratorios de química general se emplea, con frecuencia, un sencillo calorímetro tipo "vaso de café" (► **FIGURA 8.18**) para ilustrar los principios de la calorimetría. Como el calorímetro no está sellado, la reacción ocurre bajo la presión de la atmósfera que, en esencia, es constante.

Imagine que se vierten dos disoluciones acuosas, cada una con un reactivo, en el calorímetro tipo vaso de café. Una vez mezcladas, los reactivos pueden reaccionar para formar productos. En este caso no hay una barrera física entre el sistema y el entorno. Los reactivos y los productos de la reacción constituyen el sistema, y el agua en la que están disueltos es parte del entorno. (El calorímetro también es parte del entorno). Si se supone que el calorímetro está perfectamente aislado, entonces cualquier calor liberado o absorbido por la reacción elevará o bajará la temperatura del agua en la disolución. Así, se mide el cambio de temperatura

de la disolución suponiendo que cualquier cambio se debe al calor transferido de la reacción hacia el agua (si se trata de un proceso exotérmico) o transferido desde el agua hacia la reacción (en el caso de un proceso endotérmico). En otras palabras, al monitorear la temperatura de la disolución, se observa el flujo de calor entre el sistema (reactivos y productos en la disolución) y el entorno (el agua que forma la mayor parte de la disolución).

En una reacción exotérmica, la reacción "pierde" calor y el agua en la disolución lo "gana", lo cual eleva la temperatura de la disolución. Lo opuesto ocurre en una reacción endotérmica: la reacción gana calor y es el agua en la disolución lo pierde, lo cual disminuye la temperatura de la disolución. Por lo tanto, el calor ganado o perdido por la disolución, q_{disoln}, es igual en magnitud pero opuesto en signo al calor absorbido o liberado por la reacción, q_{rxn}: $q_{\text{disoln}} = -q_{\text{rxn}}$. El valor de q_{disoln} se calcula fácilmente a partir de la masa de la disolución, su calor específico y el cambio de temperatura:

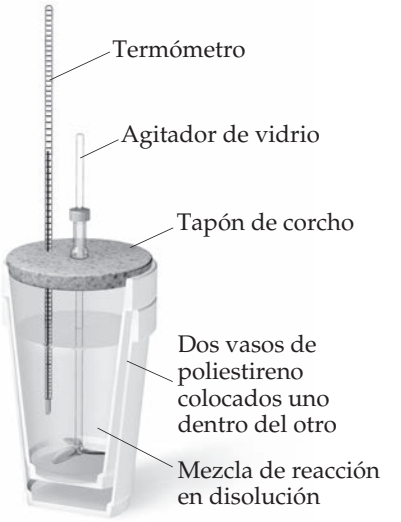
$$q_{\text{disoln}} = (\text{calor específico de la disolución}) \times (\text{gramos de disolución}) \times \Delta T = -q_{\text{rxn}} \quad [8.23]$$

En disoluciones acuosas diluidas, por lo regular se supone que el calor específico de la disolución es el mismo que el del agua, 4.18 J/g-K.

La ecuación 8.23 permite calcular el q_{rxn} mediante el cambio de temperatura de la disolución en la que ocurre la reacción. Un incremento de temperatura ($\Delta T > 0$) significa que la reacción es exotérmica ($q_{\text{rxn}} < 0$).

IMAGINE

Proponga una justificación de por qué es frecuente utilizar dos vasos de poliestireno en lugar de uno solo.



► **FIGURA 8.18 Calorímetro tipo vaso de café.** Este sencillo aparato se utiliza para medir los cambios de temperatura de reacciones a presión constante.

EJERCICIO RESUELTO 8.6 Medición de ΔH utilizando un calorímetro del tipo de vaso de café

Cuando un estudiante mezcla 50 mL de HCl 1.0 *M* y 50 mL de NaOH 1.0 *M* en un calorímetro del tipo de vaso de café, la temperatura de la disolución resultante se eleva de 21.0 a 27.5 °C. Calcule el cambio de entalpía para la reacción en kJ/mol de HCl, suponiendo que el calorímetro solo pierde una cantidad insignificante de calor, que el volumen total de la disolución es de 100 mL, que su densidad es 1.0 g/mL, y que su calor específico es 4.18 J/g-K.

SOLUCIÓN

Análisis Mezclar disoluciones de HCl y NaOH da por resultado una reacción ácido-base:

$$HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow H_2O(l) + NaCl(ac)$$

Es necesario calcular el calor producido por mol de HCl, a partir del incremento de temperatura de la disolución, el número de moles de HCl y NaOH que participan, y la densidad y el calor específico de la disolución.

Estrategia El calor total producido se calcula empleando la ecuación 8.23. El número de moles de HCl consumido en la reacción debe calcularse a partir del volumen y la molaridad de esta sustancia, y después utilizar esta cantidad para determinar el calor producido por mol de HCl.

Solución

Como el volumen total de la disolución es de 100 mL, su masa es $(100 \text{ mL})(1.0 \text{ g/mL}) = 100 \text{ g}$

El cambio de temperatura es $\Delta T = 27.5\ ^\circ\text{C} - 21.0\ ^\circ\text{C} = 6.5\ ^\circ\text{C} = 6.5 \text{ K}$

Utilizando la ecuación 8.23, resulta $q_{\text{rxn}} = -C_s \times m \times \Delta T$

$= -(4.18 \text{ J/g-K})(100 \text{ g})(6.5 \text{ K}) = -2.7 \times 10^3 \text{ J} = -2.7 \text{ kJ}$

Como el proceso ocurre a presión constante, $\Delta H = q_P = -2.7 \text{ kJ}$

Para expresar el cambio de entalpía en base molar, se considera que el número de moles de HCl está dado por el producto del volumen (50 mL = 0.050 L) y la concentración (1.0 *M* = 1.0 mol/L) de la disolución de HCl: $(0.050 \text{ L})(1.0 \text{ mol/L}) = 0.050 \text{ mol}$

Así, el cambio de entalpía por mol de HCl es $\Delta H = -2.7 \text{ kJ}/0.050 \text{ mol} = -54 \text{ kJ/mol}$

Comprobación ΔH es negativo (reacción exotérmica), tal como se esperaba para la reacción de un ácido con una base, lo que se evidencia por el hecho de que la reacción ocasiona un incremento en la temperatura de la disolución. Es razonable la magnitud del cambio de entalpía molar.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Cuando se mezclan 50.0 mL de $AgNO_3$ 0.100 *M* y 50.0 mL de HCl 0.100 *M* en un calorímetro a presión constante, la temperatura de la mezcla aumenta de 22.30 a 23.11 °C. El aumento de temperatura se debe a la siguiente reacción:

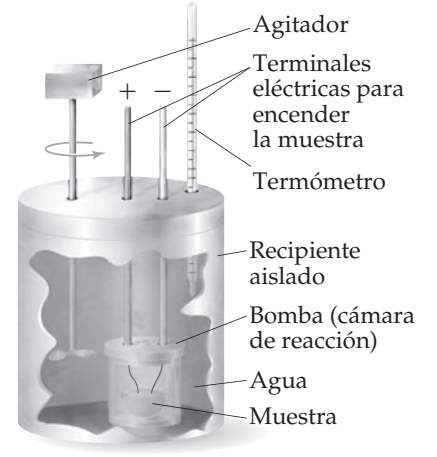
$$AgNO_3(ac) + HCl(ac) \longrightarrow AgCl(s) + HNO_3(ac)$$

Calcule ΔH para esta reacción en kJ/mol de $AgNO_3$, suponiendo que la disolución combinada tiene una masa de 100.0 g y un calor específico de 4.18 J/g °C.

Respuesta: $-68{,}000$ J/mol $= -68$ kJ/mol

IMAGINE

¿Por qué en los calorímetros se emplea un agitador?



▲ **FIGURA 8.19** **Bomba calorimétrica.**

Bomba calorimétrica (calorimetría a volumen constante)

La combustión es una reacción que se estudia mediante calorimetría, en la cual un compuesto reacciona completamente con oxígeno en exceso. Las reacciones de combustión se estudian con más exactitud utilizando una **bomba calorimétrica** (◄ **FIGURA 8.19**). La sustancia por estudiar se coloca en una pequeña taza dentro de un recipiente hermético aislado llamado *bomba*, la cual está diseñada para soportar altas presiones y tiene una válvula de entrada para suministrar oxígeno y terminales eléctricas para iniciar la combustión. Una vez que la muestra se coloca en la bomba, esta se sella y se presuriza con oxígeno. Después se coloca en el calorímetro y se cubre con una cantidad de agua medida con exactitud. La reacción de combustión se inicia por el paso de una corriente eléctrica a través de un delgado alambre en contacto con la muestra. Cuando el alambre se calienta lo suficiente, la muestra se enciende.

Cuando la reacción de combustión ocurre, se libera calor, el cual es absorbido por el agua y los diversos componentes del calorímetro (que en conjunto forman el entorno), lo que ocasiona un aumento en la temperatura. Se mide el cambio en la temperatura del agua con gran precisión.

Para calcular el calor de combustión a partir del incremento de temperatura medido, se debe conocer la capacidad calorífica total del calorímetro, C_{cal}. Esta cantidad se determina quemando una muestra que libere una cantidad conocida de calor y midiendo el cambio de temperatura resultante. Por ejemplo, la combustión de 1 g exacto de ácido benzoico, C_6H_5COOH, en una bomba calorimétrica produce 26.38 kJ de calor. Suponga que 1.000 g de ácido benzoico se quema en un calorímetro, y este aumenta la temperatura en 4.857 °C. Entonces, la capacidad calorífica del calorímetro está dada por $C_{cal} = 26.38$ kJ/4.857 °C $=$ 5.431 kJ/°C. Una vez que se conoce el valor de C_{cal}, es posible medir los cambios de temperatura producidos por otras reacciones y, a partir de ello, se calcula el calor liberado en la reacción, q_{rxn}:

$$q_{rxn} = -C_{cal} \times \Delta T \qquad [8.24]$$

En general, las mediciones realizadas con una bomba calorimétrica son más precisas que las efectuadas con el calorímetro del tipo de vaso de café.

EJERCICIO RESUELTO 8.7 **Medición del q_{rxn} usando una bomba calorimétrica**

La combustión de metilhidracina (CH_6N_2), un combustible líquido para cohetes, produce $N_2(g)$, $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$:

$$2\,CH_6N_2(l) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 2\,N_2(g) + 2\,CO_2(g) + 6\,H_2O(l)$$

Cuando 4.00 g de metilhidracina se queman en una bomba calorimétrica, la temperatura del calorímetro aumenta de 25.00 a 39.50 °C. En un experimento independiente, se determinó que la capacidad calorífica del calorímetro es 7.794 kJ/°C. Calcule el calor de la reacción de combustión de un mol de CH_6N_2.

SOLUCIÓN

Análisis Se conocen el cambio de temperatura y la capacidad calorífica total del calorímetro. También se conoce la cantidad de reactivo quemado. Nuestro objetivo es calcular el cambio de entalpía por mol para el reactivo en combustión.

Estrategia Primero se calcula el calor liberado en la combustión de la muestra de 4.00 g. Después se convierte este calor a una cantidad molar.

Solución

Para la combustión de 4.00 g de una muestra de metilhidracina, el cambio de temperatura del calorímetro es

$$\Delta T = (39.50\,°C - 25.00\,°C) = 14.50\,°C$$

Se puede utilizar ΔT y el valor de C_{cal} para calcular el calor de reacción (ecuación 8.24):

$$q_{rxn} = -C_{cal} \times \Delta T = -(7.794\,kJ/°C)(14.50\,°C) = -113.0\,kJ$$

Es sencillo convertir este valor al calor de reacción para un mol de CH_6N_2:

$$\left(\frac{-113.0\,kJ}{4.00\,g\,CH_6N_2}\right) \times \left(\frac{46.1\,g\,CH_6N_2}{1\,mol\,CH_6N_2}\right) = -1.30 \times 10^3\,kJ/mol\,CH_6N_2$$

Comprobación Las unidades se eliminan adecuadamente, y el signo de la respuesta es negativo, como debe ser en una reacción exotérmica. La magnitud de la respuesta parece razonable.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Una muestra de 0.5865 g de ácido láctico ($HC_3H_5O_3$) se quema en un calorímetro cuya capacidad calorífica es 4.812 kJ/°C. La temperatura aumenta de 23.10 a 24.95 °C. Calcule el calor de combustión del ácido láctico *a*) por gramo y *b*) por mol.

Respuestas: *a*) −15.2 kJ/g, *b*) −1370 kJ/mol

Debido a que las reacciones en una bomba calorimétrica se realizan a volumen constante, el calor transferido corresponde al cambio de energía interna, ΔE, y no al cambio de entalpía, ΔH (ecuación 8.14). Sin embargo, para la mayoría de las reacciones, la diferencia entre ΔE y ΔH es muy pequeña. Para la reacción analizada en el ejercicio resuelto 8.7, por ejemplo, la diferencia entre ΔE y ΔH es de aproximadamente 1 kJ/mol, una diferencia de menos del 0.1%. Es posible corregir los cambios de calor medidos para obtener valores de ΔH, y estos forman la base de las tablas de cambio de entalpía empleadas en las siguientes secciones. No es necesario ocuparse de cómo se realizan estas pequeñas correcciones.

LA QUÍMICA Y LA VIDA

REGULACIÓN DE LA TEMPERATURA CORPORAL

Para la mayoría de nosotros, la pregunta "¿tienes fiebre?" fue uno de nuestros primeros contactos con el diagnóstico médico. De hecho, una desviación en la temperatura corporal de tan solo unos cuantos grados indica que algo anda mal. En el laboratorio puede observarse cuán difícil es mantener una disolución a temperatura constante. Sin embargo, nuestro cuerpo logra mantener una temperatura casi constante a pesar de las amplias variaciones del tiempo, de los niveles de actividad física y de los periodos de alta actividad metabólica (como después de una comida).

Mantener una temperatura casi constante es una de las funciones fisiológicas primarias del cuerpo humano. En general, la temperatura corporal normal varía de 35.8 a 37.2 °C. Este reducido intervalo de temperatura es esencial para el buen funcionamiento muscular y para controlar las velocidades de las reacciones bioquímicas corporales. Una parte del tallo encefálico humano llamado *hipotálamo* regula la temperatura corporal; en esencia, el hipotálamo actúa como un termostato para el cuerpo. Cuando la temperatura del cuerpo se eleva por arriba del intervalo normal, el hipotálamo acciona mecanismos para bajar la temperatura; asimismo, acciona mecanismos para elevarla si desciende demasiado.

Para comprender cualitativamente cómo operan los mecanismos de calentamiento y enfriamiento del cuerpo, este puede verse como un sistema termodinámico. El cuerpo aumenta su contenido de energía interna mediante la ingesta de alimentos del entorno. Los alimentos, como la glucosa ($C_6H_{12}O_6$), son metabolizados, un proceso que, en esencia, se considera una oxidación controlada a CO_2 y H_2O:

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6\,O_2(g) \longrightarrow 6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(l) \qquad \Delta H = -2803\,kJ$$

Aproximadamente el 40% de la energía producida se utiliza finalmente para realizar trabajo en la forma de contracciones musculares y actividades de las células nerviosas. El resto se libera como calor, parte del cual se emplea para mantener la temperatura corporal. Cuando el cuerpo produce demasiado calor, como en momentos de ejercicio físico intenso, disipa el exceso hacia el entorno.

El calor se transfiere del cuerpo hacia su entorno primordialmente por *radiación*, *convección* y *evaporación*. La radiación es la pérdida directa de calor del cuerpo hacia un entorno más frío, de manera similar a como una estufa irradia calor hacia su entorno. La convección es la pérdida de calor por el calentamiento del aire que está en contacto con el cuerpo. El aire calentado se eleva y es sustituido por aire más frío, y el proceso continúa. La ropa térmica, que usualmente consiste en capas de material aislante con "aire muerto" entre ellas, disminuye la pérdida de calor por convección en un clima frío. El enfriamiento por evaporación ocurre cuando las glándulas sudoríparas provocan la transpiración en la superficie de la piel (▶ **FIGURA 8.20**). Se elimina calor del cuerpo cuando el sudor se evapora hacia el entorno. El sudor es básicamente agua, por lo que el proceso implica la conversión endotérmica de agua líquida en vapor de agua:

$$H_2O(l) \longrightarrow H_2O(g) \qquad \Delta H = +44.0\,kJ$$

La rapidez con que ocurre el enfriamiento por evaporación disminuye conforme se incrementa la humedad atmosférica, por lo que que mucha gente se siente más sudorosa y más incómoda en días calientes y húmedos.

▲ **FIGURA 8.20 ¡Transpiración!**

Cuando el hipotálamo percibe que la temperatura corporal se ha elevado demasiado, aumenta la pérdida de calor del cuerpo en dos formas principales. Primero, incrementa el flujo de sangre cerca de la superficie de la piel, lo que permite aumentar el enfriamiento por radiación y convección. El aspecto "sonrojado" de una persona acalorada es el resultado de este incremento de flujo sanguíneo por debajo de la superficie de la piel. Segundo, el hipotálamo estimula la secreción de sudor de las glándulas sudoríparas, aumentando así el enfriamiento por evaporación. Durante una actividad extrema, la cantidad de líquido secretado en la transpiración puede ser tan elevado como de 2 a 4 litros por hora. Como resultado, el cuerpo debe reabastecerse de agua durante estos periodos. Si el cuerpo pierde demasiado líquido a través de la transpiración, no será capaz de enfriarse y el volumen de sangre disminuirá, lo que puede provocar *agotamiento por calor* o algo más serio y potencialmente fatal como una *insolación*, durante la cual la temperatura corporal puede elevarse de 41 a 45 °C. Sin embargo, reabastecer al cuerpo de agua sin proporcionarle los electrolitos perdidos durante la traspiración también puede provocar serios problemas.

Cuando la temperatura corporal desciende demasiado, el hipotálamo disminuye el flujo de sangre hacia la superficie de la piel, con lo que reduce la pérdida de calor. Además, provoca pequeñas contracciones involuntarias de los músculos; las reacciones bioquímicas que generan la energía para realizar este trabajo también producen calor para el cuerpo. Cuando estas contracciones se vuelven suficientemente prolongadas, como al sentir escalofrío, el cuerpo *tirita*. Si el cuerpo no logra mantener una temperatura por arriba de los 35 °C, puede presentarse una condición muy peligrosa llamada *hipotermia*.

Es verdaderamente notable la habilidad del cuerpo humano para mantener su temperatura controlando la cantidad de calor que intercambia con el entorno. Si usted toma cursos de anatomía y fisiología, conocerá muchas otras aplicaciones de termoquímica y termodinámica a diversas funciones del cuerpo humano.

REFLEXIÓN

¿Comprendo la importancia de la calorimetría?
¿Describo el funcionamiento de un calorímetro?

ACTIVIDAD

Realice las siguientes actividades escribiendo las respuestas de manera razonada.

1. *a*) ¿Cuáles son las unidades de la capacidad calorífica molar? *b*) ¿Cuáles son las unidades del calor específico? *c*) Si conoce el calor específico del cobre, ¿qué información adicional necesita para calcular la capacidad calorífica de una pieza de tubería de cobre en particular?
2. Dos objetos sólidos, A y B, se colocan en agua hirviendo y se permite que alcancen la temperatura del agua. Luego, se sacan y se colocan cada uno en un vaso de precipitados que contiene 1000 g de agua a 10.0 °C. El objeto A incrementa la temperatura del agua en 3.50 °C, el objeto B incrementa la temperatura del agua en 2.60 °C. *a*) ¿Cuál objeto tiene la mayor capacidad calorífica? *b*) ¿Qué puede usted decir acerca de los calores específicos de A y B?
3. *a*) ¿Cuál es el calor específico del agua líquida? *b*) ¿Cuál es la capacidad calorífica molar del agua líquida? *c*) ¿Cuál es la capacidad calorífica de 185 g de agua líquida? *d*) ¿Cuántos kJ de calor se necesitan para elevar la temperatura de 10.00 kg de agua líquida desde 24.6 hasta 46.2 °C?
4. *a*) ¿Cuál sustancia de la tabla 8.2 requiere la menor cantidad de energía para aumentar la temperatura de 50.0 g de esa sustancia en 10 K? *b*) Calcule la energía necesaria para este cambio de temperatura.
5. El calor específico del octano, $C_8H_{18}(l)$, es 2.22 J/g-K. *a*) ¿Cuántos J de calor se necesitan para elevar la temperatura de 80.0 g de octano de 10.0 a 25.0 °C? *b*) Indique en qué caso se requerirá más calor: incrementar la temperatura de 1 mol de $C_8H_{18}(l)$ por una cierta cantidad o aumentar la temperatura de 1 mol de $H_2O(l)$ por la misma cantidad?

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. Investigue en diversas fuentes bibliográficas la importancia del estudio de la energía y sus diversas manifestaciones, sobre todo las que se refieren a la energía en forma de calor. Además, realice un ensayo acerca de la importancia de su medición para la ciencia. Este escrito debe tener una extensión de una cuartilla (sin contar portada ni referencias), impreso, con tamaño de fuente de 12 puntos, texto justificado, sin faltas de ortografía y contenido acorde al tema.

Realice los siguientes ejercicios, sin omitir operaciones ni unidades.

2. Considere los datos concernientes a metal de oro en el ejercicio 5.28*b*). *a*) Con base en esos datos, calcule el calor específico del Au(s). *b*) Suponga que la misma cantidad de calor se agrega a dos bloques de 10.0 g de metal, ambos inicialmente a la misma temperatura. Un bloque es metal de oro y el otro es metal de hierro. ¿Cuál bloque elevará más su temperatura al agregar el calor? *c*) ¿Cuál es la capacidad calorífica molar del Au(*s*)?

3. Cuando una muestra de 6.50 g de hidróxido de sodio sólido se disuelve en 100.0 g de agua en un calorímetro del tipo de vaso de café (figura 8.18), la temperatura se eleva de 21.6 a 37.8 °C. Calcule el ΔH (en kJ/mol NaOH) para el proceso de disolución

$$NaOH(s) \longrightarrow Na^+(ac) + OH^-(ac)$$

Suponga que el calor específico de la disolución es el mismo que el del agua pura.

4. *a*) Cuando una muestra de 4.25 g de nitrato de amonio sólido se disuelve en 60.0 g de agua en un calorímetro del tipo de vaso de café (figura 8.18), la temperatura desciende de 22.0 a 16.9 °C. Calcule ΔH (en kJ/mol NH_4NO_3) para el proceso de disolución

$$NH_4NO_3(s) \longrightarrow NH_4^+(ac) + NO_3^-(ac)$$

Suponga que el calor específico de la disolución es el mismo que el del agua pura. *b*) ¿Este proceso es endotérmico o exotérmico?

5. Una muestra de 2.200 g de quinona ($C_6H_4O_2$) se quema en una bomba calorimétrica, cuya capacidad calorífica total es de 7.854 kJ/°C. La temperatura del calorímetro se incrementa de 23.44 a 30.57 °C. ¿Cuál es el calor de combustión por gramo de quinona? ¿Por mol de quinona?

6. En condiciones de volumen constante, el calor de combustión del ácido benzoico (C_6H_5COOH) es de 26.38 kJ/g. Una muestra de 2.760 g de ácido benzoico se quemó en una bomba calorimétrica. La temperatura del calorímetro se incrementó de 21.60 a 29.93 °C. *a*) ¿Cuál es la capacidad calorífica total del calorímetro? *b*) Se quema una muestra de 1.440 g de una nueva sustancia orgánica en el mismo calorímetro. La temperatura del calorímetro se incrementa de 22.14 a 27.09 °C. ¿Cuál es el calor de combustión por gramo de la nueva sustancia? *c*) Suponga que al cambiar las muestras, se pierde una porción del agua dentro del calorímetro. ¿De qué manera, si acaso, modificaría esto la capacidad calorífica del calorímetro?

8.6 ENTALPÍAS DE FORMACIÓN Y LEY DE HESS

Con frecuencia, es posible calcular el ΔH de una reacción a partir de los valores tabulados del ΔH de otras reacciones. Por ello, no es necesario realizar mediciones calorimétricas para todas las reacciones.

Como la entalpía es una función de estado, el cambio de entalpía, ΔH, asociado con cualquier proceso químico solo depende de la cantidad de materia que experimenta el cambio, y de la naturaleza del estado inicial de los reactivos y del estado final de los productos. Esto significa que si una reacción particular se lleva a cabo en una o en varias etapas, la suma de los cambios de entalpía asociados con las etapas individuales debe ser igual al cambio de entalpía asociado con el proceso de una sola etapa. Como un ejemplo, la combustión de gas metano, $CH_4(g)$, para formar $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$, puede considerarse que ocurre en una etapa, como se representa en el lado izquierdo de la ► **FIGURA 8.21**, o en dos etapas, como se indica en el lado derecho de la figura 8.21: **1.** la combustión de $CH_4(g)$ para formar $CO_2(g)$ y $H_2O(g)$, y **2.** la condensación de $H_2O(g)$ para formar $H_2O(l)$. El cambio de entalpía de todo el proceso es la suma de los cambios de entalpía de las dos etapas:

$$CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(g) \qquad \Delta H = -802\text{ kJ}$$

$$\text{(Sumar)} \qquad 2\,H_2O(g) \longrightarrow 2\,H_2O(l) \qquad \Delta H = -88\text{ kJ}$$

$$CH_4(g) + 2\,O_2(g) + 2\,H_2O(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(l) + 2\,H_2O(g)$$

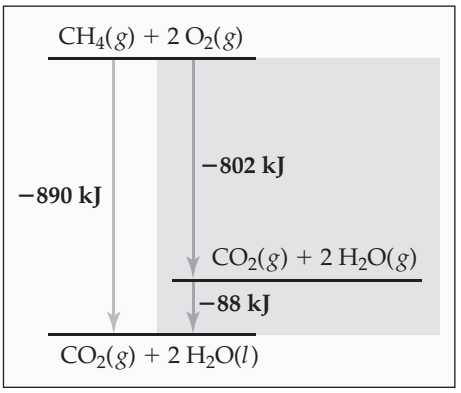
$$\Delta H = -890\text{ kJ}$$

La ecuación neta es

$$CH_4(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\,H_2O(l) \qquad \Delta H = -890\text{ kJ}$$

IMAGINE

¿Qué proceso corresponde al cambio de entalpía de −88 kJ?



▲ **FIGURA 8.21 Diagrama de entalpía para la combustión de 1 mol de metano.** El cambio de entalpía de la reacción directa, en una etapa, es igual a la suma de los cambios de entalpía de la reacción en dos etapas: −890 kJ = −802 kJ + (−88 kJ).

La **ley de Hess** establece que *si una reacción se realiza en una serie de etapas, el ΔH de la reacción completa será igual a la suma de los cambios de entalpía en las etapas individuales*. El cambio total de entalpía del proceso es independiente del número de etapas y de la trayectoria que siga la reacción. Esta ley es una consecuencia del hecho de que la entalpía es una función de estado. Por lo tanto, se puede calcular el ΔH de cualquier proceso siempre y cuando se encuentre una trayectoria para la cual se conozca ΔH para cada etapa. Esto significa que un número relativamente pequeño de mediciones experimentales permite calcular el ΔH de un gran número de reacciones.

La ley de Hess aporta un medio útil para calcular cambios de energía que son difíciles de medir directamente. Por ejemplo, es imposible medir de forma directa la entalpía en el caso de la combustión de carbono para formar monóxido de carbono. La combustión de 1 mol de carbono con 0.5 moles de O_2 produce tanto CO como CO_2, dejando algún carbono sin reaccionar. Sin embargo, el carbono sólido y el monóxido de carbono pueden quemarse por completo en O_2 para producir CO_2. Por lo tanto, se pueden utilizar los cambios de entalpía de estas reacciones para calcular el calor de combustión del carbono.

PIÉNSELO UN POCO

¿Qué efecto tienen los siguientes cambios sobre el ΔH de una reacción?

a) ¿Invertir la reacción?

b) ¿Multiplicar los coeficientes de la ecuación de la reacción por 2?

EJERCICIO RESUELTO 8.8 Uso de la ley de Hess para calcular ΔH

La entalpía de reacción para la combustión de C a CO_2 es –393.5 kJ/mol de C, y la entalpía para la combustión de CO a CO_2 es –283.0 kJ/mol de CO:

1) $C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H = -393.5 \text{ kJ}$

2) $CO(g) + \frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H = -283.0 \text{ kJ}$

Utilizando estos datos, calcule la entalpía para la combustión de C a CO:

3) $C(s) + \frac{1}{2} O_2(g) \longrightarrow CO(g) \qquad \Delta H = ?$

SOLUCIÓN

Análisis Están dadas dos ecuaciones termoquímicas, y nuestro objetivo es combinarlas de tal forma que resulte la tercera ecuación y su cambio de entalpía.

Estrategia Se utilizará la ley de Hess. Para ello, primero se observa el número de moles de las sustancias entre los reactivos y productos de la ecuación objetivo, la número 3). Después se manipulan las ecuaciones 1) y 2) para obtener el mismo número de moles de estas sustancias, de tal manera que cuando se sumen las ecuaciones resultantes, se logre la ecuación objetivo. Al mismo tiempo, se da seguimiento a los cambios de entalpía, los cuales se suman.

Solución Para emplear las ecuaciones 1) y 2), se arreglan de manera que el $C(s)$ se encuentre del lado de los reactivos y el $CO(g)$ del lado de los productos, como en la reacción objetivo, ecuación 3). Puesto que la ecuación 1) tiene al $C(s)$ como reactivo, se puede utilizar esa ecuación tal como está. Sin embargo, es necesario invertir la ecuación 2) para que $CO(g)$ sea un producto. Recuerde que cuando las reacciones se invierten, el signo de ΔH también se invierte. Se colocan las dos ecuaciones de manera que puedan sumarse para obtener la ecuación deseada:

$$\begin{aligned} C(s) + O_2(g) &\longrightarrow CO_2(g) && \Delta H = -393.5 \text{ kJ} \\ CO_2(g) &\longrightarrow CO(g) + \tfrac{1}{2} O_2(g) && -\Delta H = 283.0 \text{ kJ} \\ \hline C(s) + \tfrac{1}{2} O_2(g) &\longrightarrow CO(g) && \Delta H = -110.5 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Cuando se suman las dos ecuaciones, el $CO_2(g)$ aparece en ambos lados de la flecha y, por lo tanto, se cancela. De igual manera, el $\frac{1}{2} O_2(g)$ se elimina de cada lado.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

El carbono se presenta en dos formas: grafito y diamante. La entalpía de la combustión del grafito es −393.5 kJ/mol, y la del diamante es −395.4 kJ/mol:

$$C(\textit{grafito}) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H = -393.5 \text{ kJ}$$

$$C(\textit{diamante}) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H = -395.4 \text{ kJ}$$

Calcule el ΔH para la conversión de grafito en diamante:

$$C(\textit{grafito}) \longrightarrow C(\textit{diamante}) \qquad \Delta H = ?$$

Respuesta: +1.9 kJ

EJERCICIO RESUELTO 8.9 **Uso de tres ecuaciones con la ley de Hess para calcular ΔH**

Calcule ΔH para la reacción

$$2\,C(s) + H_2(g) \longrightarrow C_2H_2(g)$$

dadas las siguientes ecuaciones químicas y sus respectivos cambios de entalpía:

$$C_2H_2(g) + \tfrac{5}{2}\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g) + H_2O(l) \qquad \Delta H = -1299.6\ \text{kJ}$$
$$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) \qquad \Delta H = -393.5\ \text{kJ}$$
$$H_2(g) + \tfrac{1}{2}\,O_2(g) \longrightarrow H_2O(l) \qquad \Delta H = -285.8\ \text{kJ}$$

SOLUCIÓN

Análisis Se tiene una ecuación química, y se pide calcular su ΔH utilizando tres ecuaciones químicas y sus cambios de entalpía asociados.

Estrategia Se aplicará la ley de Hess sumando las tres ecuaciones o sus inversas y multiplicando cada una por un coeficiente adecuado, de tal forma que al sumarlas resulte la ecuación neta para la reacción de interés. Al mismo tiempo, se dará seguimiento a los valores del ΔH, invirtiendo sus signos si las reacciones se invirtieron y multiplicándolas por cualquier coeficiente empleado en la ecuación.

Solución Como la ecuación objetivo tiene al C_2H_2 como un producto, se invierte la primera ecuación; por lo tanto, cambia el signo del ΔH. La ecuación deseada tiene al 2 C(*s*) como un reactivo, así que multiplicamos por 2 la segunda ecuación y su ΔH. La ecuación objetivo tiene al H_2 como reactivo, entonces la tercera ecuación queda intacta. Luego, de acuerdo con la ley de Hess, se suman las tres ecuaciones y sus cambios de entalpía:

$$2\,CO_2(g) + H_2O(l) \longrightarrow C_2H_2(g) + \tfrac{5}{2}\,O_2(g) \qquad \Delta H = 1299.6\ \text{kJ}$$
$$2\,C(s) + 2\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g) \qquad \Delta H = -787.0\ \text{kJ}$$
$$H_2(g) + \tfrac{1}{2}\,O_2(g) \longrightarrow H_2O(l) \qquad \Delta H = -285.8\ \text{kJ}$$
$$2\,C(s) + H_2(g) \longrightarrow C_2H_2(g) \qquad \Delta H = 226.8\ \text{kJ}$$

Cuando se suman las ecuaciones, se tienen 2 CO_2, $\frac{5}{2}\,O_2$ y H_2O, en ambos lados de la flecha, los cuales se cancelan al escribir la ecuación neta.

Comprobación El procedimiento debe ser correcto porque se obtuvo la ecuación neta correcta. En casos como este, se debería regresar a las manipulaciones numéricas de los valores de ΔH, para asegurarse de que no se cometió un error con los signos.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Calcule el ΔH para la reacción

$$NO(g) + O(g) \longrightarrow NO_2(g)$$

dada la siguiente información:

$$NO(g) + O_3(g) \longrightarrow NO_2(g) + O_2(g) \qquad \Delta H = -198.9\ \text{kJ}$$
$$O_3(g) \longrightarrow \tfrac{3}{2}\,O_2(g) \qquad \Delta H = -142.3\ \text{kJ}$$
$$O_2(g) \longrightarrow 2\,O(g) \qquad \Delta H = 495.0\ \text{kJ}$$

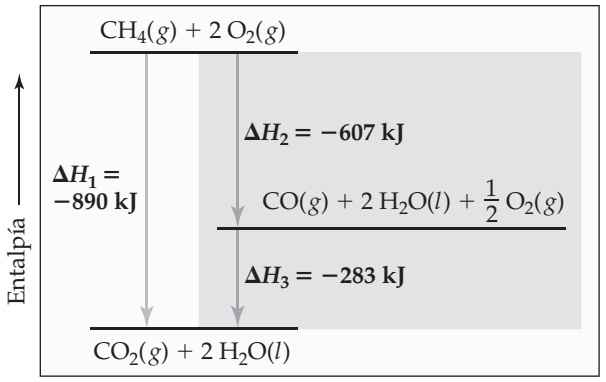
Respuesta: −304.1 kJ

El punto clave de estos ejemplos es que *H* es una función de estado, así que *para un conjunto particular de reactivos y productos, ΔH es el mismo sin importar si la reacción ocurre en una etapa o en una serie de etapas.* Se pone de relieve este aspecto dando un ejemplo más de un diagrama de entalpía y de la ley de Hess. Nuevamente puede emplearse la combustión de metano para formar CO_2 y H_2O, la reacción de la figura 8.21. Podemos visualizar una trayectoria diferente de dos etapas, con la formación inicial de CO, el cual después hace combustión hacia CO_2 (► **FIGURA 8.22**). No obstante que la trayectoria de dos etapas es distinta de la descrita en la figura 8.21, otra vez la reacción global tiene $\Delta H_1 = -890$ kJ. Como *H* es una función de estado, ambas trayectorias *deben* producir el mismo valor de ΔH. En la figura 8.22, eso significa que $\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$. Pronto se verá que descomponiendo las reacciones en esta forma es posible obtener los cambios de entalpía para reacciones que son difíciles de realizar en el laboratorio.

Los métodos recién analizados permiten calcular los cambios de entalpía para una gran cantidad de reacciones, a partir de los valores tabulados de ΔH. Por ejemplo, hay extensas tablas de *entalpías de vaporización* (ΔH para convertir líquidos a gases), *entalpías de fusión* (ΔH para fusión de sólidos), *entalpías de combustión* (ΔH para la combustión de una sustancia en oxígeno)

IMAGINE

Suponga que la reacción global se modificó para producir 2 $H_2O(g)$ en vez de 2 $H_2O(l)$. ¿Qué valores de ΔH en el diagrama permanecerían intactos?



▲ **FIGURA 8.22 Diagrama de entalpía que ilustra la ley de Hess.** La reacción neta es la misma que en la figura 8.21, pero aquí se imaginan diferentes reacciones en nuestra versión de dos etapas. Siempre que se pueda escribir una serie de ecuaciones que sumadas den la ecuación necesitada, y se pueda conocer el valor de ΔH para todas las reacciones intermedias, es posible calcular el ΔH global.

y así sucesivamente. Un proceso particularmente importante empleado para tabular datos termoquímicos es la formación de un compuesto a partir de sus elementos constitutivos. El cambio de entalpía asociado con este proceso se conoce como **entalpía de formación** (o *calor de formación*), ΔH_f, donde el subíndice *f* indica que la sustancia se *formó* a partir de sus elementos constitutivos.

La magnitud de cualquier cambio de entalpía depende de la temperatura, la presión y el estado (gas, líquido o forma sólida cristalina) de los reactivos y productos. Para comparar las entalpías de diferentes reacciones, debe definirse un conjunto de condiciones, conocido como *estado estándar*, en el que se tabulan la mayoría de las entalpías. El estado estándar de una sustancia es su forma pura a presión atmosférica (1 atm) y la temperatura de interés, que generalmente se elige como 298 K (25 °C).* El **cambio de entalpía estándar** de una reacción se define como el cambio de entalpía cuando todos los reactivos y productos se encuentran en sus estados estándar. El cambio de entalpía estándar se denota con $\Delta H°$, donde el superíndice ° indica condiciones de estado estándar.

La **entalpía estándar de formación** de un compuesto, $\Delta H_f°$, es el cambio de entalpía de una reacción que forma un mol del compuesto a partir de sus elementos, con todas las sustancias en sus estados estándar:

Si: elementos (en estado estándar) ⟶ compuesto (1 mol en estado estándar)
Entonces: $\Delta H = \Delta H_f°$

Por lo regular, se reportan valores de $\Delta H_f°$ a 298 K. Si un elemento existe en más de una forma en condiciones estándar, la forma más estable del elemento es la que normalmente se utiliza para la reacción de formación. Por ejemplo, la entalpía estándar de formación del etanol, C_2H_5OH, es el cambio de entalpía de la reacción:

$$2\ C(grafito) + 3\ H_2(g) + \tfrac{1}{2}\ O_2(g) \longrightarrow C_2H_5OH(l) \quad \Delta H_f° = -277.7\ \text{kJ} \qquad [8.25]$$

La fuente elemental de oxígeno es O_2, no O ni O_3, porque el O_2 es la forma estable del oxígeno a 298 K y a presión atmosférica. De forma similar, la fuente elemental del carbono es el grafito y no el diamante, porque el grafito es la forma más estable (menor energía) a 298 K y a presión atmosférica (véase el ejercicio de práctica 8.8). De igual manera, la forma más estable del hidrógeno en condiciones estándar es el $H_2(g)$, así que este se utiliza como la fuente del hidrógeno en la ecuación 8.25.

La estequiometría de las reacciones de formación siempre indica que se produce un mol de la sustancia deseada, como en la ecuación 8.25. Como resultado, las entalpías estándar de formación se reportan en kJ/mol de la sustancia en formación. Algunos valores se presentan en la ▼ TABLA 8.3, y en el apéndice C se incluye una tabla más extensa.

TABLA 8.3 • Entalpías de formación estándar, $\Delta H_f°$, a 298 K

Sustancia	Fórmula	$\Delta H_f°$ (kJ/mol)	Sustancia	Fórmula	$\Delta H_f°$ (kJ/mol)
Acetileno	$C_2H_2(g)$	226.7	Cloruro de hidrógeno	$HCl(g)$	−92.30
Amoniaco	$NH_3(g)$	−46.19	Fluoruro de hidrógeno	$HF(g)$	−268.60
Benceno	$C_6H_6(l)$	49.0	Yoduro de hidrógeno	$HI(g)$	25.9
Carbonato de calcio	$CaCO_3(s)$	−1207.1	Metano	$CH_4(g)$	−74.80
Óxido de calcio	$CaO(s)$	−635.5	Metanol	$CH_3OH(l)$	−238.6
Dióxido de carbono	$CO_2(g)$	−393.5	Propano	$C_3H_8(g)$	−103.85
Monóxido de carbono	$CO(g)$	−110.5	Cloruro de plata	$AgCl(s)$	−127.0
Diamante	$C(s)$	1.88	Bicarbonato de sodio	$NaHCO_3(s)$	−947.7
Etano	$C_2H_6(g)$	−84.68	Carbonato de sodio	$Na_2CO_3(s)$	−1130.9
Etanol	$C_2H_5OH(l)$	−277.7	Cloruro de sodio	$NaCl(s)$	−410.9
Etileno	$C_2H_4(g)$	52.30	Sacarosa	$C_{12}H_{22}O_{11}(s)$	−2221
Glucosa	$C_6H_{12}O_6(s)$	−1273	Agua	$H_2O(l)$	−285.8
Bromuro de hidrógeno	$HBr(g)$	−36.23	Vapor de agua	$H_2O(g)$	−241.8

*La definición del estado estándar para los gases cambió a 1 bar (1 atm = 1.013 bar), una presión ligeramente más baja que 1 atm. Para la mayoría de los propósitos, este cambio representa muy poca diferencia en los cambios de entalpía estándar.

Por definición, *la entalpía estándar de formación de la forma más estable de cualquier elemento es cero*, porque no se necesita una reacción de formación cuando el elemento ya se encuentra en su estado estándar. Así, los valores de ΔH_f° para el C(grafito), $H_2(g)$, $O_2(g)$ y los estados estándar de otros elementos son cero, por definición.

PIÉNSELO UN POCO

El ozono, $O_3(g)$, es una forma de oxígeno elemental producido durante una descarga eléctrica. ¿ΔH_f° para $O_3(g)$ es necesariamente cero?

EJERCICIO RESUELTO 8.10 Ecuaciones asociadas con entalpías de formación

¿Para cuál de las siguientes reacciones a 25 °C el cambio de entalpía representa una entalpía estándar de formación? Para las que no, ¿qué cambios se necesitan para convertirlas en una ecuación cuya ΔH es una entalpía de formación?

a) $2\ Na(s) + \frac{1}{2}\ O_2(g) \longrightarrow Na_2O(s)$

b) $2\ K(l) + Cl_2(g) \longrightarrow 2\ KCl(s)$

c) $C_6H_{12}O_6(s) \longrightarrow 6\ C(\textit{diamante}) + 6\ H_2(g) + 3\ O_2(g)$

SOLUCIÓN

Análisis La entalpía estándar de formación está representada por una reacción en la cual cada reactivo es un elemento en su estado estándar, y el producto es un mol del compuesto.

Estrategia Es necesario analizar cada ecuación para determinar: **1.** si la reacción es una en la cual se forma un mol de sustancia a partir de los elementos, y **2.** si los elementos reactivos están en sus estados estándar.

Solución En *a*) se forma 1 mol de Na_2O a partir de los elementos sodio y oxígeno en sus estados propios, Na sólido y O_2 gaseoso, respectivamente. Por consiguiente, el cambio de entalpía en la reacción *a*) corresponde a la entalpía estándar de formación.

En *b*), el potasio está dado como un líquido. Debe cambiarse a la forma sólida, su estado estándar a temperatura ambiente. Aún más, se forman dos moles de producto, así que el cambio de entalpía de la reacción, tal como está escrita, es el doble de la entalpía estándar de formación del KCl(*s*). La ecuación para la reacción de formación de 1 mol de KCl(*s*) es

$$K(s) + \tfrac{1}{2}\ Cl_2(g) \longrightarrow KCl(s)$$

La reacción *c*) no forma una sustancia a partir de sus elementos. En vez de ello, una sustancia se descompone en sus elementos, por lo que esta reacción debe invertirse. Después, el elemento carbono está dado como diamante, mientras que el grafito es el estado estándar del carbono a temperatura ambiente y 1 atm de presión. La ecuación que representa correctamente a la entalpía de formación de la glucosa a partir de sus elementos es

$$6\ C(\textit{grafito}) + 6\ H_2(g) + 3\ O_2(g) \longrightarrow C_6H_{12}O_6(s)$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Escriba la ecuación correspondiente a la entalpía estándar de formación del tetracloruro de carbono líquido (CCl_4).

Respuesta: $C(\textit{grafito}) + 2\ Cl_2(g) \longrightarrow CCl_4(l)$

Uso de las entalpías de formación para calcular las entalpías de reacción

Se puede emplear la ley de Hess y las tabulaciones de los valores de ΔH_f° como en la tabla 8.3 y el apéndice C, con la finalidad de calcular el cambio de entalpía estándar para cualquier reacción para la que conozcamos los valores de ΔH_f° de todos los reactivos y productos. Por ejemplo, considere la combustión de gas propano, $C_3H_8(g)$, para formar $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$ en condiciones estándar:

$$C_3H_8(g) + 5\ O_2(g) \longrightarrow 3\ CO_2(g) + 4\ H_2O(l)$$

Esta ecuación se puede escribir como la suma de tres reacciones de formación:

$$C_3H_8(g) \longrightarrow 3\,C(s) + 4\,H_2(g) \qquad \Delta H_1 = -\Delta H_f^\circ\,[C_3H_8(g)] \qquad [8.26]$$

$$3\,C(s) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 3\,CO_2(g) \qquad \Delta H_2 = 3\Delta H_f^\circ\,[CO_2(g)] \qquad [8.27]$$

$$4\,H_2(g) + 2\,O_2(g) \longrightarrow 4\,H_2O(l) \qquad \Delta H_3 = 4\Delta H_f^\circ\,[H_2O(l)] \qquad [8.28]$$

$$C_3H_8(g) + 5\,O_2(g) \longrightarrow 3\,CO_2(g) + 4\,H_2O(l) \qquad \Delta H_{rxn}^\circ = \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 \qquad [8.29]$$

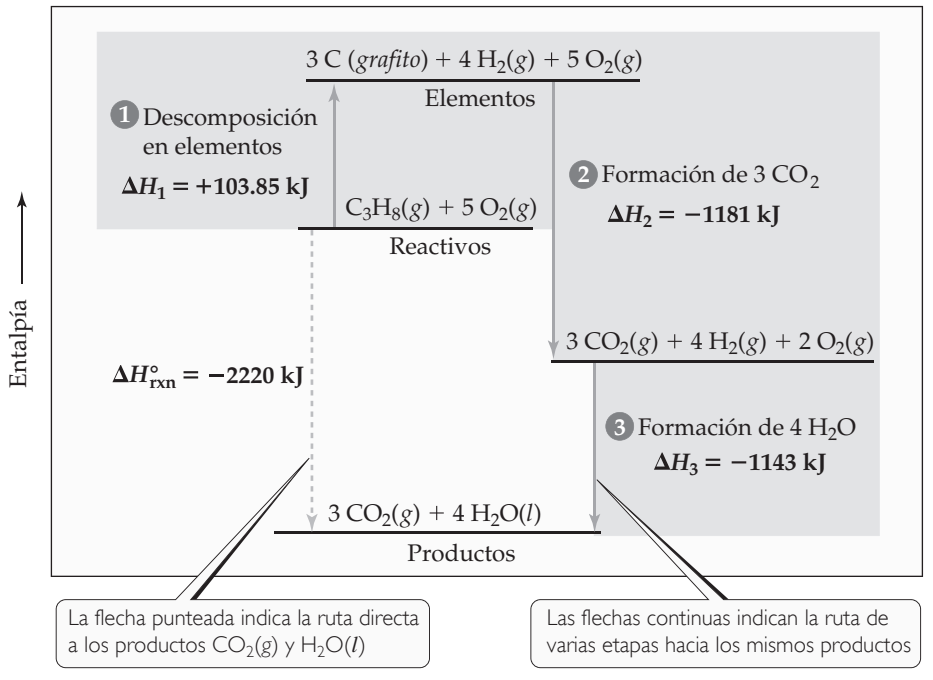
(Observe que algunas veces es útil agregar subíndices a los cambios de entalpía, como aquí se ha hecho, para así dar seguimiento a las asociaciones entre las reacciones y sus valores de ΔH).

Advierta que se utilizó la ley de Hess para representar el cambio de entalpía estándar para la ecuación 8.29, como la suma de los cambios de entalpía para las ecuaciones 8.26 a 8.28. Se pueden emplear los valores de la tabla 8.3 para calcular ΔH_{rxn}°:

$$\begin{aligned}\Delta H_{rxn}^\circ &= \Delta H_1 + \Delta H_2 + \Delta H_3 \\ &= -\Delta H_f^\circ\,[C_3H_8(g)] + 3\Delta H_f^\circ\,[CO_2(g)] + 4\Delta H_f^\circ\,[H_2O(l)] \\ &= -(-103.85\text{ kJ}) + 3(-393.5\text{ kJ}) + 4(-285.8\text{ kJ}) = -2220\text{ kJ}\end{aligned} \qquad [8.30]$$

La ▼ **FIGURA 8.23**, un diagrama de entalpía para la ecuación 8.29, muestra nuestra reacción de combustión de propano, dividida en tres reacciones.

1. **Descomposición**. La ecuación 8.26 es la inversa de la reacción de formación de $C_3H_8(g)$, así que el cambio de entalpía para esta reacción de descomposición es el negativo del valor de ΔH_f° para la reacción de formación del propano: $-\Delta H_f^\circ\,[C_3H_8(g)]$.
2. **Formación de CO_2.** La ecuación 8.27 es la reacción de formación para 3 moles de $CO_2(g)$. Como la entalpía es una propiedad extensiva, el cambio de entalpía para esta etapa es $3\Delta H_f^\circ\,[CO_2(g)]$.
3. **Formación de H_2O.** El cambio de entalpía para la ecuación 8.28, la formación de 4 moles de H_2O, es $4\Delta H_f^\circ\,[H_2O(l)]$. La reacción especifica que se produjo $H_2O(l)$, por lo que debe tenerse cuidado al utilizar el valor de ΔH_f° para $H_2O(l)$ y no para $H_2O(g)$.



▲ **FIGURA 8.23** **Diagrama de entalpía para la combustión del propano.**

Observe que en este análisis se supone que los coeficientes estequiométricos de la ecuación balanceada representan moles. Por lo tanto, para la ecuación 8.29, $\Delta H^\circ_{rxn} = -2220$ kJ representa el cambio de entalpía para la reacción de 1 mol de C_3H_8 y 5 moles de O_2, para formar 3 moles de CO_2 y 4 moles de H_2O. El producto del número de moles y el cambio de entalpía en kJ/mol tiene las unidades kJ: (número de moles) $\times$ (ΔH°_f en kJ/mol) = kJ. Por lo tanto, el ΔH°_{rxn} se expresa en kJ.

Cualquier reacción puede dividirse en reacciones de formación, como aquí se ha mostrado. De esta forma, se obtiene el resultado general de que el cambio de entalpía estándar de una reacción es la suma de las entalpías estándar de formación de los productos, menos las entalpías estándar de formación de los reactivos:

$$\Delta H^\circ_{rxn} = \Sigma n \Delta H^\circ_f(\text{productos}) - \Sigma m \Delta H^\circ_f(\text{reactivos}) \qquad [8.31]$$

El símbolo Σ (sigma) significa "la suma de", y n y m son los coeficientes estequiométricos de la ecuación química. El primer término a la derecha en la ecuación 8.31 representa las reacciones de formación de los productos, los cuales siguen el sentido directo en la ecuación química, es decir, se trata de elementos que reaccionan para formar productos. Este término es análogo a las ecuaciones 8.27 y 8.28. El segundo término a la derecha en la ecuación 8.31 representa la inversa de las reacciones de formación de los reactivos, como en la ecuación 8.26, lo cual justifica que este término vaya precedido por un signo menos.

EJERCICIO RESUELTO 8.11 Cálculo de una entalpía de reacción mediante las entalpías de formación

a) Calcule el cambio de entalpía estándar para la combustión de 1 mol de benceno, $C_6H_6(l)$, para formar $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$. *b*) Compare la cantidad de calor producido por la combustión de 1.00 g de propano con el producido por 1.00 g de benceno.

SOLUCIÓN

Análisis *a*) Se tiene una reacción [la combustión de $C_6H_6(l)$ para formar $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$] y se pide calcular su cambio de entalpía estándar, ΔH°. *b*) Entonces es necesario comparar la cantidad de calor producido por la combustión de 1.00 g de C_6H_6 con el producido por 1.00 g de C_3H_8, cuya combustión ya se trató en el libro. (Véase las ecuaciones 8.29 y 8.30).

Estrategia *a*) Se necesita escribir la ecuación balanceada para la combustión de C_6H_6. Entonces se consultan los valores de ΔH°_f en el apéndice C o en la tabla 8.3, y se aplica la ecuación 8.31 para calcular el cambio de entalpía de la reacción. *b*) Se emplea la masa molar del C_6H_6 para sustituir el cambio de entalpía por mol por el cambio de entalpía por gramo. De modo similar, se utiliza la masa molar del C_3H_8 y el cambio de entalpía por mol calculado previamente en el texto, para determinar el cambio de entalpía por gramo de esa sustancia.

Solución

a) Se conoce que una reacción de combustión implica al $O_2(g)$ como reactivo. Así, la ecuación balanceada para la reacción de combustión de 1 mol de $C_6H_6(l)$ es

$$C_6H_6(l) + \tfrac{15}{2}\,O_2(g) \longrightarrow 6\,CO_2(g) + 3\,H_2O(l)$$

Puede calcularse ΔH° para esta reacción utilizando la ecuación 8.31 y los datos de la tabla 8.3. Recuerde multiplicar el valor de ΔH°_f de cada sustancia en la reacción por el coeficiente estequiométrico de la sustancia. También recuerde que el $\Delta H^\circ_f = 0$ para cualquier elemento en su forma más estable en condiciones estándar, así que $\Delta H^\circ_f[O_2(g)] = 0$:

$$\begin{aligned}\Delta H^\circ_{rxn} &= [6\Delta H^\circ_f(CO_2) + 3\Delta H^\circ_f(H_2O)] - [\Delta H^\circ_f(C_6H_6) + \tfrac{15}{2}\,\Delta H^\circ_f(O_2)] \\ &= [6(-393.5\text{ kJ}) + 3(-285.8\text{ kJ})] - [(49.0\text{ kJ}) + \tfrac{15}{2}\,(0\text{ kJ})] \\ &= (-2361 - 857.4 - 49.0)\text{ kJ} \\ &= -3267\text{ kJ}\end{aligned}$$

b) Del ejemplo trabajado en el texto, $\Delta H^\circ = -2220$ kJ para la combustión de 1 mol de propano. En el inciso *a*) de este ejercicio se determinó que $\Delta H^\circ = -3267$ kJ para la combustión de 1 mol de benceno. Para obtener el calor de combustión por gramo de cada sustancia, se utilizan las masas molares para convertir moles a gramos:

$$\begin{aligned}&C_3H_8(g): \quad (-2220\text{ kJ/mol})(1\text{ mol}/44.1\text{ g}) = -50.3\text{ kJ/g} \\ &C_6H_6(l): \quad (-3267\text{ kJ/mol})(1\text{ mol}/78.1\text{ g}) = -41.8\text{ kJ/g}\end{aligned}$$

Comentario Tanto el propano como el benceno son hidrocarburos. Como regla, la energía obtenida por la combustión de un gramo de un hidrocarburo está entre 40 y 50 kJ.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Con base en la tabla 8.3, calcule el cambio de entalpía para la combustión de 1 mol de etanol:

$$C_2H_5OH(l) + 3\,O_2(g) \longrightarrow 2\,CO_2(g) + 3\,H_2O(l)$$

Respuesta: -1367 kJ

EJERCICIO RESUELTO 8.12 Cálculo de una entalpía de formación utilizando una entalpía de reacción

El cambio de entalpía estándar para la reacción $CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$ es 178.1 kJ. Utilice la tabla 8.3 para calcular la entalpía estándar de formación del $CaCO_3(s)$.

SOLUCIÓN

Análisis Nuestro objetivo es obtener $\Delta H_f^\circ [CaCO_3(s)]$.

Estrategia Se escribe la expresión para el cambio de entalpía estándar para la reacción:

$$\Delta H^\circ_{rxn} = \Delta H_f^\circ[CaO(s)] + \Delta H_f^\circ[CO_2(g)] - \Delta H_f^\circ[CaCO_3(s)]$$

Solución Al sustituir el valor dado de ΔH°_{rxn} y los valores conocidos de ΔH_f° de la tabla 8.3 o del apéndice C, se obtiene

$$178.1 = -635.5 \text{ kJ} - 393.5 \text{ kJ} - \Delta H_f^\circ[CaCO_3(s)]$$

Al despejar $\Delta H_f^\circ[CaCO_3(s)]$, se obtiene

$$\Delta H_f^\circ[CaCO_3(s)] = -1207.1 \text{ kJ/mol}$$

Comprobación Se esperaba que la entalpía de formación de un sólido estable como el carbonato de calcio fuera negativa, y así fue.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Dado el siguiente cambio de entalpía estándar, utilice las entalpías estándar de formación de la tabla 8.3 para calcular la entalpía estándar de formación del $CuO(s)$:

$$CuO(s) + H_2(g) \longrightarrow Cu(s) + H_2O(l) \qquad \Delta H^\circ = -129.7 \text{ kJ}$$

Respuesta: −156.1 kJ/mol

REFLEXIÓN

¿Aplico correctamente la Ley de Hess y comprendo la información que puedo obtener a partir de ella?
¿Comprendo el concepto de calor de formación?

ACTIVIDAD

1. Explique la importancia de la Ley de Hess y su utilidad en el cálculo de entalpías de formación.
2. ¿Cuál es la relación entre la ley de Hess y el hecho de que *H* sea una función de estado?
3. Considere las siguientes reacciones hipotéticas:
   $A \longrightarrow B \qquad \Delta H = +30 \text{ kJ}$
   $B \longrightarrow C \qquad \Delta H = +60 \text{ kJ}$
   a) Utilice la ley de Hess para calcular el cambio de entalpía para la reacción $A \longrightarrow C$. *b*) Elabore un diagrama de entalpía para las sustancias A, B y C y muestre cómo se aplica la ley de Hess.
4. Calcule el cambio de la entalpía para la reacción
   $P_4O_6(s) + 2\ O_2(g) \longrightarrow P_4O_{10}(s)$
   dadas las siguientes entalpías de la reacción:
   $P_4(s) + 3\ O_2(g) \longrightarrow P_4O_6(s) \qquad \Delta H = -1640.1 \text{ kJ}$
   $P_4(s) + 5\ O_2(g) \longrightarrow P_4O_{10}(s) \qquad \Delta H = -2940.1 \text{ kJ}$
5. *a*) ¿Qué significa el término *condiciones estándar* con respecto a los cambios de entalpía? *b*) ¿Qué significa el término *entalpía de formación*? *c*) ¿Qué significa el término *entalpía estándar de formación*?
6. *a*) ¿Por qué son tan útiles las tablas de entalpías estándar de formación? *b*) ¿Cuál es el valor de la entalpía estándar de formación de un elemento en su forma más estable? *c*) Escriba la ecuación química para la reacción cuyo cambio de entalpía es la entalpía estándar de formación de la sacarosa (azúcar de mesa), $C_{12}H_{22}O_{11}(s)$, $\Delta H_f^\circ [C_{12}H_{22}O_{11}]$.
7. Escriba las ecuaciones balanceadas que describen la formación de los siguientes compuestos a partir de los elementos en sus estados estándar y utilice el apéndice C para obtener los valores de sus entalpías estándar de formación: *a*) $H_2O_2(g)$, *b*) $CaCO_3(s)$, *c*) $POCl_3(s)$, *d*) $C_2H_5OH(l)$.
8. Una muestra de un hidrocarburo hace combustión completa en $O_2(g)$ para producir 21.83 g de $CO_2(g)$, 4.47 g de $H_2O(g)$ y 311 kJ de calor. *a*) ¿Cuál es la masa de la muestra de hidrocarburo que hizo combustión? *b*) ¿Cuál es la fórmula empírica del hidrocarburo? *c*) Calcule el valor de ΔH_f° por cada unidad de la fórmula empírica del hidrocarburo. *d*) ¿Cree que el hidrocarburo es uno de los que aparecen listados en el apéndice C? Explique su respuesta.

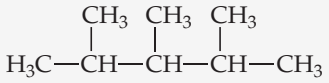
9. Considere dos disoluciones, la primera consiste en 50.0 mL de $CuSO_4$ 1.00 *M* y la segunda en 50.0 mL de KOH 2.00 *M*. Cuando las dos disoluciones se mezclan dentro de un calorímetro a presión constante, se forma un precipitado y la temperatura de la mezcla se eleva de 21.5 a 27.7 °C. *a*) Antes de mezclarse, ¿cuántos gramos de Cu están presentes en la disolución de $CuSO_4$? *b*) Prediga la identidad del precipitado en la reacción. *c*) Escriba las ecuaciones iónicas netas y completas para la reacción que ocurre cuando se mezclan las dos disoluciones. *d*) A partir de los datos calorimétricos, calcule ΔH para la reacción que ocurre en la mezcla. Suponga que el calorímetro absorbe solamente una cantidad de calor insignificante, que el volumen total de la disolución es de 100.0 mL, y que el calor específico y la densidad de la disolución después de mezclarse son los mismos que los del agua pura.

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. ¿Cuál es la importancia del estudio de las entalpías de los compuestos químicos? Conteste la pregunta anterior realizando una pequeña historieta debidamente documentada.

2. Para cada uno de los siguientes compuestos, escriba una ecuación termoquímica balanceada que represente la formación de un mol del compuesto a partir de sus elementos en sus estados estándar y utilice el apéndice C para obtener el valor de ΔH_f°: *a*) $NO_2(g)$, *b*) $SO_3(g)$, *c*) NaBr(*s*), *d*) $Pb(NO_3)_2(s)$.

3. La gasolina está compuesta principalmente por hidrocarburos, muchos de los cuales tienen 8 átomos de carbono, llamados octanos. Uno de los octanos que arde de manera más limpia es un compuesto llamado 2,3,4-trimetilpentano, que tiene las siguiente fórmula estructural:



La combustión completa de un mol de este compuesto a $CO_2(g)$ y $H_2O(g)$ da como resultado $\Delta H° = -5064.9$ kJ/mol. *a*) Escriba una ecuación balanceada para la combustión de 1 mol de $C_8H_{18}(l)$. *b*) Escriba una ecuación balanceada para la formación de $C_8H_{18}(l)$ a partir de sus elementos. *c*) Con base en la información de este problema y con los datos de la tabla 8.3, calcule el ΔH_f° para el 2,3,4-trimetilpentano.

4. De acuerdo con los datos

$N_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ NO(g) \qquad \Delta H = +180.7$ kJ

$2\ NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ NO_2(g) \qquad \Delta H = -113.1$ kJ

$2\ N_2O(g) \longrightarrow 2\ N_2(g) + O_2(g) \qquad \Delta H = -163.2$ kJ

y con base en la ley de Hess, calcule ΔH para la reacción

$N_2O(g) + NO_2(g) \longrightarrow 3\ NO(g)$

5. Utilizando los valores del apéndice C, calcule el valor de $\Delta H°$ para cada una de las siguientes reacciones:

a) $CaO(s) + 2\ HCl(g) \longrightarrow CaCl_2(s) + H_2O(g)$

b) $4\ FeO(s) + O_2(g) \longrightarrow 2\ Fe_2O_3(s)$

c) $2\ CuO(s) + NO(g) \longrightarrow Cu_2O(s) + NO_2(g)$

d) $4\ NH_3(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ N_2H_4(g) + 2\ H_2O(l)$

6. La combustión completa de 1 mol de acetona (C_3H_6O) libera 1790 kJ:

$C_3H_6(l) + 4\ O_2(g) \longrightarrow 3\ CO_2(g) + 3\ H_2O(l)$

Utilice esta información junto con los datos del apéndice C, para calcular la entalpía de formación de la acetona.

7. Muchos calentadores de gas portátiles y parrillas utilizan propano, $C_3H_8(g)$, como combustible. Con base en las entalpías estándar de formación, calcule la cantidad de calor producido cuando 10.0 g de propano hacen combustión completa en el aire, en condiciones normales.

8. Los hidrocarburos acetileno (C_2H_2) y benceno (C_6H_6) tienen la misma fórmula empírica. El benceno es un hidrocarburo "aromático", inusualmente estable debido a su estructura. *a*) Con base en los datos del apéndice C, determine el cambio de entalpía estándar para la reacción $3\ C_2H_2(g) \longrightarrow C_6H_6(l)$ *b*) ¿Cuál tiene una entalpía mayor: 3 moles de acetileno gaseoso o 1 mol de benceno líquido? *c*) Determine el valor energético, en kJ/g, del acetileno y del benceno.

9. Con base en los valores del apéndice C, calcule el cambio de entalpía estándar de cada una de las siguientes reacciones:
a) $2\ SO_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ SO_3(g)$
b) $Mg(OH)_2(g) + \longrightarrow MgO(s) + H_2O(l)$
c) $N_2O_4(g) + 4\ H_2(g) \longrightarrow N_2(g) + 4\ H_2O(g)$
d) $SiCl_4(l) + 2\ H_2O(l) \longrightarrow SiO_2(s) + 4\ HCl(g)$

8.7 ¿DE DÓNDE PROVIENE LA ENERGÍA QUE EMPLEAMOS LOS SERES HUMANOS?

La mayoría de las reacciones químicas utilizadas para la producción de calor son reacciones de combustión. La energía liberada cuando un gramo de cualquier sustancia hace combustión es el **valor energético** de la sustancia. El valor energético de cualquier alimento o combustible se mide mediante la calorimetría.

Alimentos

La mayor parte de la energía que necesita nuestro cuerpo proviene de los carbohidratos y las grasas. Los carbohidratos conocidos como almidones se degradan en los intestinos en forma de glucosa, $C_6H_{12}O_6$. La glucosa es soluble en la sangre y en el cuerpo humano se conoce como azúcar de la sangre. La sangre se encarga de transportar a la glucosa hacia las células, donde reacciona con el O_2 en una serie de etapas, para producir $CO_2(g)$, $H_2O(l)$ y energía:

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6\ O_2(g) \longrightarrow 6\ CO_2(g) + 6\ H_2O(l) \qquad \Delta H° = -2803\ \text{kJ}$$

La degradación de los carbohidratos es rápida, por lo que el cuerpo puede disponer rápidamente de su energía. Sin embargo, el cuerpo solo almacena una cantidad muy pequeña de carbohidratos. El valor energético promedio de los carbohidratos es de 17 kJ/g (4 kcal/g).*

Al igual que los carbohidratos, las grasas producen CO_2 y H_2O cuando se metabolizan. La reacción de la triestearina, $C_{57}H_{110}O_6$, una grasa común, es:

$$2\ C_{57}H_{110}O_6(s) + 163\ O_2(g) \longrightarrow 114\ CO_2(g) + 110\ H_2O(l) \quad \Delta H° = -75{,}520\ \text{kJ}$$

El cuerpo utiliza la energía química de los alimentos para mantener la temperatura corporal, para contraer los músculos y para construir y reparar tejidos. Cualquier exceso de energía se almacena en forma de grasas, las cuales son idóneas para funcionar como la reserva de energía del cuerpo, por al menos dos razones: **1.** son insolubles en agua, lo que facilita su almacenamiento en el cuerpo y **2.** producen más energía por gramo que cualquier proteína o carbohidrato, lo que las hace fuentes eficientes de energía en cuanto a masa. El valor energético promedio de las grasas es de 38 kJ/g (9 kcal/g).

La combustión de carbohidratos y grasas en una bomba calorimétrica da los mismos productos que cuando se metabolizan en el cuerpo. El metabolismo de proteínas produce menos energía que su combustión en un calorímetro, porque los productos son diferentes. Las proteínas contienen nitrógeno, el cual se libera en la bomba calorimétrica como N_2. En el cuerpo este nitrógeno termina principalmente como urea, $(NH_2)_2CO$. El cuerpo utiliza las proteínas sobre todo como materiales de construcción para las paredes de los órganos, la piel, el cabello, los músculos, etcétera. En promedio, el metabolismo de proteínas produce 17 kJ/g (4 kcal/g), al igual que los carbohidratos.

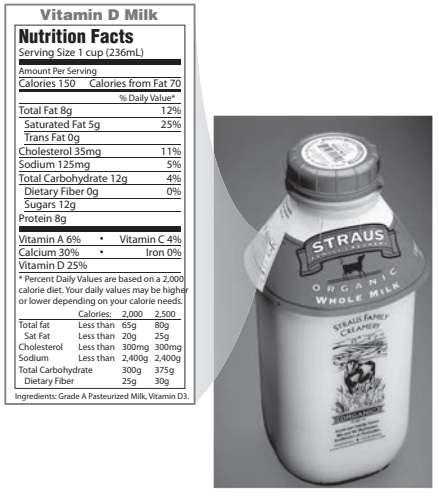
La ► **TABLA 8.4**. muestra los valores energéticos de algunos alimentos comunes. Las etiquetas de los alimentos empacados indican las cantidades que contienen de carbohidratos, grasas y proteínas en una porción promedio, así como la cantidad de energía que suministra una porción (◄ **FIGURA 8.24**).

La cantidad de energía que requiere nuestro cuerpo varía considerablemente de acuerdo con factores como el peso, la edad y la actividad muscular. Se requieren aproximadamente 100 kJ por kilogramo de peso corporal por día para mantener el funcionamiento del cuerpo a un nivel mínimo. Una persona promedio de 70 kg (154 lb) gasta aproximadamente 800 kJ/h cuando realiza un trabajo ligero. Actividades intensas requieren 2000 kJ/h o más. Cuando el valor energético, o el contenido calórico, de nuestros alimentos excede la energía que se gasta, nuestro cuerpo almacena el excedente como grasa.

*Aunque los valores energéticos representan el calor *liberado* en una reacción de combustión, los valores energéticos se reportan como números positivos.

IMAGINE

¿Cuál valor cambiaría más si esta etiqueta correspondiera a leche descremada y no a leche entera: gramos de grasa, gramos de carbohidrato total o gramos de proteína?



▲ **FIGURA 8.24** **Etiqueta con datos nutricionales para leche entera.**

TABLA 8.4 • Composiciones y valores energéticos de algunos alimentos comunes

	Composición aproximada (% por masa)			Valor energético	
	Carbohidrato	Grasa	Proteína	kJ/g	kcal/g (Cal/g)
Carbohidrato	100	—	—	17	4
Grasa	—	100	—	38	9
Proteína	—	—	100	17	4
Manzanas	13	0.5	0.4	2.5	0.59
Cerveza[†]	1.2	—	0.3	1.8	0.42
Pan	52	3	9	12	2.8
Queso	4	37	28	20	4.7
Huevos	0.7	10	13	6.0	1.4
Dulce de leche	81	11	2	18	4.4
Judías verdes (ejotes)	7.0	—	1.9	1.5	0.38
Hamburguesa	—	30	22	15	3.6
Leche (entera)	5.0	4.0	3.3	3.0	0.74
Maníes (cacahuates)	22	39	26	23	5.5

[†]Por lo regular, la cerveza contiene 3.5% de etanol, el cual tiene valor energético.

PIÉNSELO UN POCO

¿Qué libera la mayor cantidad de energía por gramo en su metabolismo: los carbohidratos, las proteínas o las grasas?

EJERCICIO RESUELTO 8.13 Comparación de valores energéticos

El apio contiene carbohidratos en forma de almidón y celulosa, que esencialmente tienen los mismos valores energéticos cuando hacen combustión en una bomba calorimétrica. Sin embargo, cuando se consume apio, nuestro cuerpo solo recibe valor energético del almidón. ¿Qué puede concluirse sobre la diferencia entre el almidón y la celulosa como alimentos?

SOLUCIÓN

Si la celulosa no aporta un valor energético, se debe concluir que en el cuerpo no se convierte en CO_2 y H_2O, como el almidón. Una diferencia leve, pero esencial, en la estructura del almidón y la celulosa explica por qué solo el almidón se degrada en glucosa en el cuerpo. La celulosa pasa por el cuerpo sin experimentar cambios químicos importantes. Sirve como fibra en la dieta, pero no proporciona valor calórico alguno.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

La etiqueta con información nutricional en una botella de aceite de canola indica que 10 g de aceite tienen un valor energético de 86 kcal. Una etiqueta similar en una botella de jarabe para panqués indica que 60 mL (aproximadamente 60 g) tienen un valor energético de 200 kcal. Explique la diferencia.

Respuesta: El aceite tiene un valor energético de 8.6 kcal/g, mientras que el jarabe tiene un valor energético de aproximadamente 3.3 kcal/g. El valor energético más alto del aceite de canola se debe a que el aceite es básicamente pura grasa, mientras que el jarabe es una disolución de azúcares (carbohidratos) en agua. El aceite tiene un valor energético por gramo más alto; además, el jarabe está diluido en agua.

EJERCICIO RESUELTO 8.14 Estimación del valor energético de un alimento mediante su composición

a) Una porción de 28 g (1 oz) de un conocido cereal para el desayuno servido con 120 mL de leche descremada aporta 8 g de proteínas, 26 g de carbohidratos y 2 g de grasas. Con base en los valores energéticos promedio de estos tipos de sustancias, estime el valor energético (contenido calórico) de esta porción. *b*) Una persona de peso promedio utiliza alrededor de 100 Cal/mi cuando corre o trota. ¿Cuántas porciones de este cereal suministran el valor energético requerido para correr 3 millas?

SOLUCIÓN

***a)* Análisis** El valor energético de la porción será la suma de los valores energéticos de las proteínas, los carbohidratos y las grasas.

Estrategia Se tienen las masas de las proteínas, los carbohidratos y las grasas contenidas en una porción. Podemos utilizar los datos de la tabla 8.4 para convertir estas masas a sus valores energéticos, lo que significa que pueden sumarse para obtener el valor energético total.

Solución

$$(8\text{ g proteínas})\left(\frac{17\text{ kJ}}{1\text{ g proteínas}}\right) + (26\text{ g carbohidratos})\left(\frac{17\text{ kJ}}{1\text{ g carbohidratos}}\right) + (2\text{ g grasas})\left(\frac{38\text{ kJ}}{1\text{ g grasas}}\right) = 650\text{ kJ (a dos cifras significativas)}$$

Esto corresponde a 160 kcal:

$$(650\text{ kJ})\left(\frac{1\text{ kcal}}{4.18\text{ kJ}}\right) = 160\text{ kcal}$$

Recuerde que la Caloría nutricional equivale a 1 kcal. Así, la porción aporta 160 Cal.

***b)* Análisis** Aquí se plantea el problema inverso: calcular la cantidad de alimento que aporta un valor energético específico.

Estrategia El enunciado del problema menciona un factor de conversión entre Calorías y millas. La respuesta al inciso *a*) da un factor de conversión entre porciones y Calorías.

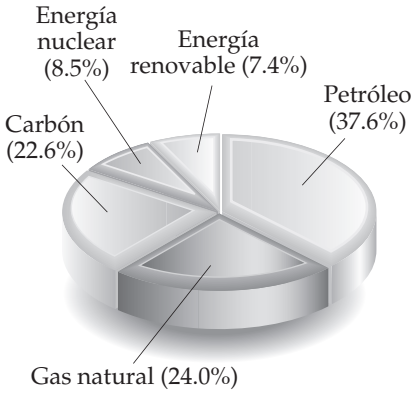
Solución Pueden utilizarse estos factores en un análisis dimensional directo para determinar el número de porciones necesarias, y redondearlas al número entero más cercano:

$$\text{Porciones} = (3\text{ mi})\left(\frac{100\text{ Cal}}{1\text{ mi}}\right)\left(\frac{1\text{ porción}}{160\text{ Cal}}\right) = 2\text{ porciones}$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

a) Los frijoles rojos contienen 62% de carbohidratos, 22% de proteínas y 1.5% de grasas. Estime su valor energético. *b*) Durante una actividad muy ligera, como leer o ver televisión, un adulto promedio gasta alrededor de 7 kJ/min. ¿Cuántos minutos puede prolongarse tal actividad con la energía que suministra una porción de sopa de pollo con fideos que contiene 13 g de proteínas, 15 g de carbohidratos y 5 g de grasas?

Respuestas: *a*) 15 kJ/g, *b*) 100 min



▲ **FIGURA 8.25 Consumo de energía en Estados Unidos.** En 2008 Estados Unidos consumió un total de 1.05×10^{17} kJ de energía.

Combustibles

Durante la combustión completa de combustibles, el carbono se convierte en CO_2 y el hidrógeno en H_2O, los cuales tienen grandes entalpías de formación negativas. En consecuencia, a mayor porcentaje de carbono e hidrógeno en un combustible, mayor valor energético. Por ejemplo, en la ▼ TABLA 8.5, compare las composiciones y los valores energéticos del carbón bituminoso y la madera. El carbón tiene un valor energético más alto debido a su mayor contenido de carbono.

En 2008 Estados Unidos consumió 1.05×10^{17} kJ de energía. Este valor corresponde a un consumo de energía promedio diario por persona de 9.4×10^5 kJ, lo cual es aproximadamente 100 veces mayor que las necesidades de energía alimentaria per cápita. Aunque la población de Estados Unidos solo constituye cerca del 4.5% de la población mundial, este país consume casi el 20% de la energía total en el mundo. La ◄ **FIGURA 8.25** ilustra las fuentes de esta energía.

TABLA 8.5 • Valores energéticos y composiciones de algunos combustibles comunes

	Composición elemental aproximada (% en masa)			
	C	H	O	Valor energético (kJ/g)
Madera (pino)	50	6	44	18
Hulla de antracita (Pensilvania)	82	1	2	31
Hulla bituminosa (Pensilvania)	77	5	7	32
Carbón vegetal	100	0	0	34
Petróleo crudo (Texas)	85	12	0	45
Gasolina	85	15	0	48
Gas natural	70	23	0	49
Hidrógeno	0	100	0	142

El carbón mineral o hulla, el petróleo y el gas natural, que son las fuentes principales de energía mundiales, se conocen como **combustibles fósiles**. Todos ellos se formaron a lo largo de millones de años, a partir de la descomposición de plantas y animales, y se están agotando a una tasa que rebasa por mucho su capacidad de regeneración.

El **gas natural** consiste en hidrocarburos gaseosos, compuestos de hidrógeno y carbono. Principalmente contiene metano (CH_4), con pequeñas cantidades de etano (C_2H_6), propano (C_3H_8) y butano (C_4H_{10}). El **petróleo** es un líquido formado por cientos de compuestos, la mayoría de los cuales son hidrocarburos, y el resto consiste casi exclusivamente de compuestos orgánicos que contienen azufre, nitrógeno u oxígeno. La hulla, que es un sólido, contiene hidrocarburos de elevada masa molecular, así como compuestos que contienen azufre, oxígeno o nitrógeno. La hulla es el combustible fósil más abundante; las reservas pueden durar 100 años más con la tasa actual de consumo. Sin embargo, el uso del carbón genera diversos problemas.

La hulla es una mezcla compleja de sustancias y contiene componentes que ocasionan contaminación del aire. Cuando la hulla hace combustión, el azufre que contiene se convierte principalmente en dióxido de azufre, SO_2, un contaminante muy problemático del aire. Como el carbón es sólido, extraerlo de los depósitos subterráneos resulta caro y a menudo peligroso. Aún más, los depósitos de carbón no siempre están cercanos a los lugares de alto consumo de energía, lo que implica elevados costos de transportación.

Los combustibles fósiles liberan energía en las reacciones de combustión, las cuales idealmente solo producen CO_2 y H_2O. La producción de CO_2 se ha convertido en un importante asunto científico y de política pública porque preocupa que las crecientes concentraciones de CO_2 atmosférico estén causando cambios climáticos a nivel mundial. En diciembre del 2009, la Organización de las Naciones Unidas (ONU) realizó una Conferencia sobre el Cambio Climático, en Copenhague, Dinamarca, la cual reunió a alrededor de 15,000 participantes de unos 200 países, incluyendo a muchos líderes gubernamentales. Gran parte de las discusiones en esta conferencia estuvieron dedicadas a analizar el impacto del CO_2 atmosférico y las formas de implementar fuentes de energía alternativas.

PIÉNSELO UN POCO

Buena parte de la investigación actual está dirigida hacia el empleo del gas hidrógeno, $H_2(g)$, como combustible. ¿Qué ventaja intrínseca tiene el hidrógeno como combustible en relación con el actual debate sobre el cambio climático?

Otras fuentes de energía

La *energía nuclear* es la energía liberada durante la fisión (división) o la fusión (combinación) de los núcleos de los átomos. Actualmente, la energía nuclear se utiliza para producir cerca del 22% de la energía eléctrica de Estados Unidos y constituye cerca del 8.5% de la producción total de energía de ese país (figura 8.25). En principio, la energía nuclear está libre de emisiones contaminantes, las cuales representan el mayor problema en la generación de energía a partir de combustibles fósiles. Sin embargo, las plantas de energía nuclear generan productos radiactivos de desecho y, por ello, su uso ha sido tema de fuertes controversias.

Tanto los combustibles fósiles como la energía nuclear son recursos energéticos *no renovables*, pues son recursos limitados que se consumen mucho más rápidamente de lo que se regeneran. Con el tiempo, estos combustibles se agotarán, aunque las estimaciones de cuándo ocurrirá esto varían mucho. Debido a que los recursos energéticos no renovables se agotarán en algún momento, actualmente se realizan numerosas investigaciones relacionadas con las **fuentes de energía renovable**, las cuales son esencialmente inagotables. Tales fuentes de energía incluyen la *energía solar*, la *eólica* (producida mediante molinos de viento), la *geotérmica* (que proviene del calor almacenado en el interior de la Tierra), la *hidroeléctrica* (proveniente del flujo de los ríos) y *de biomasa* (que se obtiene de la energía de los cultivos y a partir de los desechos biológicos). Actualmente, los recursos renovables suministran cerca del 7.4% del consumo anual de energía en Estados Unidos; los recursos hidroeléctricos y la biomasa son las principales fuentes.

Satisfacer nuestras necesidades futuras de energía, sin duda, dependerá principalmente del desarrollo de la tecnología para aprovechar la energía solar con mayor eficiencia. La energía solar es la fuente de energía más grande del mundo. En un día despejado, cerca de 1 kJ de energía solar incide por cada metro cuadrado de la superficie terrestre cada segundo. La energía solar promedio que incide solamente sobre el 0.1% del territorio de Estados Unidos

LA QUÍMICA EN ACCIÓN

Los retos científicos y políticos de los biocombustibles

Uno de los más grandes retos por enfrentar en el siglo XXI es la producción de abundantes fuentes de energía, tanto en alimentos como en combustibles. En el intervalo de 1960 a 2000 la población mundial creció más del doble, de casi 3 mil millones a más de 6 mil millones de personas. Y continúa creciendo con una rapidez de 750 millones por década; a fines de 2009, la población global era de 6,800 millones de habitantes. Una creciente población ejerce una fuerte demanda sobre el abastecimiento de alimentos a nivel mundial, especialmente en Asia y África, que en conjunto conforman el 75% de la población mundial.

Una población en aumento también incrementa las demandas de la producción de combustibles destinados al transporte, la producción industrial, la generación de electricidad y los sistemas de calefacción. Por otro lado, muchas de las naciones más pobladas, como China e India, han logrado una notable mejora en la calidad de vida de sus ciudadanos. A medida que esos países se modernizan, incrementan significativamente su consumo de energía per cápita, para automóviles, nuevas industrias, hogares modernos y avances tecnológicos. Por ejemplo, en China el consumo de energía per cápita prácticamente se duplicó entre 1990 y 2010 (sin embargo, la cifra aún representa menos del 20% del consumo per cápita de Estados Unidos).

En 2009 el consumo mundial de energía en forma de combustible fue de 5×10^{17} kJ, un número impresionante que se cree será del orden de 7×10^{17} kJ en 2030. Más del 80% de los actuales requerimientos energéticos proviene de la combustión de fuentes fósiles no renovables, especialmente del petróleo. La sobreexplotación ha elevado el costo de los combustibles derivados del petróleo. Además, es frecuente que la exploración de nuevos pozos petroleros genere daños en regiones ambientalmente sensibles, como el Refugio Nacional de Vida Silvestre de la zona Ártica. Así, incrementar el abastecimiento de petróleo se convierte en un importante asunto político y social.

La dependencia mundial del petróleo se debe en gran parte a que proporciona combustibles líquidos, como la gasolina, que son fundamentales para las necesidades de transportación. Una de las alternativas más prometedoras (aunque controversial) a los combustibles derivados del petróleo es la de los *biocombustibles*, que son combustibles líquidos obtenidos a partir de materia biológica. El proceso más común para producir biocombustibles es transformar los azúcares de las plantas y otros carbohidratos en combustibles líquidos. La energía almacenada en los carbohidratos producida en la fotosíntesis (ecuación 8.32) es mayor que la energía en el H_2O y CO_2; así, la fotosíntesis es una manera de "almacenar" la energía solar en las plantas.

El biocombustible que más comúnmente se produce es el *bioetanol*, que es el etanol (C_2H_5OH) producto de la fermentación de los carbohidratos de las plantas. El valor energético del etanol es cerca de dos tercios del que tiene la gasolina y, por lo tanto, es comparable al del carbón (tabla 8.5). Estados Unidos y Brasil dominan la producción de bioetanol, y juntos abastecen el 85% del total mundial.

En Estados Unidos, casi todo el bioetanol que se produce actualmente se elabora a partir del maíz amarillo apto para la alimentación (► **FIGURA 8.26**). La glucosa ($C_6H_{12}O_6$) en el maíz se convierte a etanol y CO_2:

$$C_6H_{12}O_6(s) \longrightarrow 2\ C_2H_5OH(l) + 2\ CO_2(g) \qquad \Delta H = 15.8\ \text{kJ}$$

Observe que esta reacción es *anaeróbica* —ya que no implica al $O_2(g)$— y que el cambio de entalpía es positivo y mucho menor en magnitud que para la mayoría de las reacciones de combustión. Otros carbohidratos son susceptibles de convertirse en etanol de forma similar.

La producción de bioetanol a partir del maíz genera controversia por dos razones fundamentales. Primero, el cultivo y el transporte del maíz son procesos que consumen mucha energía, y su cultivo requiere del uso de fertilizantes. Se estima que la *recuperación de energía* del bioetanol derivado del maíz es solo del 34%, es decir, por cada 1.00 J de energía que se destina a producir maíz, se obtiene 1.34 J de energía en la forma de bioetanol. Segundo, el empleo del maíz como materia prima para la elaboración de bioetanol compite con su empleo como un importante eslabón de la cadena alimenticia (lo que genera el llamado debate "alimento contra combustible"). En particular, destinar los cultivos de maíz a la producción de etanol ha elevado los precios de los alimentos, incluyendo la carne (porque el maíz se utiliza para alimentar al ganado). Buena parte de la investigación actual se enfoca en la formación de bioetanol a partir de plantas *celulósicas*, que contienen la estructura del carbohidrato celulosa. La celulosa no se metaboliza fácilmente, por lo que no compite contra el abasto para la alimentación. Sin embargo, la química para convertir celulosa en etanol es mucho más compleja que la empleada con el maíz. El bioetanol celulósico podría producirse mediante plantas no alimenticias de rápido crecimiento, como hierbas y pastizales, las cuales por sí mismas son rápidamente renovables sin el uso de fertilizantes.

Como lo muestra la fotografía al inicio de este capítulo, la industria brasileña de bioetanol emplea caña de azúcar como materia prima. La caña de azúcar crece mucho más rápido que el maíz sin necesidad de fertilizantes. Debido a estas diferencias, la recuperación energética en la caña de azúcar es mucho más alta que en el maíz. Se estima que por cada 1.0 J de energía gastado en el cultivo y procesamiento de la caña de azúcar, se producen 8.0 J de energía como bioetanol. Como el clima en Brasil es ideal para cultivar la caña, el gobierno de ese país inició la inversión en la década de 1970 con la intención de utilizar la caña de azúcar como una importante fuente de combustible.

Otros biocombustibles que también son parte importante de la economía mundial incluyen al *biodiésel*, un sustituto del diésel, derivado del petróleo. Usualmente el biodiésel se produce a partir de cultivos que tienen un alto contenido de aceite, como la soya y la canola. También puede producirse mediante grasa animal y aceite vegetal provenientes de los desechos de la industria alimenticia y restaurantera.

Los biocombustibles experimentan combustión en la presencia de $O_2(g)$ para producir $CO_2(g)$, $H_2O(g)$, y energía en forma de calor, tanto como los hidrocarburos. Debido a que el $CO_2(g)$ es un producto, el uso de biocombustibles es parte del debate internacional sobre el dióxido de carbono y el cambio climático.

▲ **FIGURA 8.26 El maíz, fuente de alimento y de bioetanol.** Los azúcares en los núcleos del maíz alimenticio pueden emplearse como alimento o como materia prima de fermentación para el etanol.

equivale a toda la energía que utiliza ese país en la actualidad. Es difícil aprovechar esta energía debido a que está diluida (es decir, se distribuye sobre una gran área), y varía con la hora del día y las condiciones climáticas. El uso eficiente de la energía solar dependerá del desarrollo de algunos medios para almacenar y distribuir la energía. Cualquier medio práctico para lograrlo implicará casi con certeza un proceso químico endotérmico, que posteriormente se pueda revertir para liberar calor. Una reacción como esta es la siguiente:

$$CH_4(g) + H_2O(g) + \text{calor} \longleftrightarrow CO(g) + 3\,H_2(g)$$

Esta reacción procede en sentido directo a altas temperaturas y se puede llevar a cabo dentro de un horno solar. El CO y el H_2 formados en la reacción pueden almacenarse para una reacción posterior y el calor liberado podría aprovecharse para realizar trabajo útil.

Las plantas emplean la energía solar en la *fotosíntesis*, la reacción en la cual la luz solar se utiliza para convertir CO_2 y H_2O en carbohidratos y O_2. Una reacción fotosintética común produce el azúcar de la glucosa:

$$6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(l) + \text{luz solar} \longrightarrow C_6H_{12}O_6(s) + 6\,O_2(g) \qquad [8.32]$$

En esencia, la fotosíntesis es el proceso inverso de la combustión en la que CO_2 y H_2O se consumen para producir O_2 y una molécula orgánica. La fotosíntesis es parte importante del ecosistema terrestre porque lo abastece de O_2 atmosférico, produce moléculas ricas en energía que pueden utilizarse como combustible, y consume algún CO_2 atmosférico.

Quizá la manera más directa de utilizar la energía del Sol es convertirla directamente en electricidad mediante dispositivos fotovoltaicos, en ocasiones llamados *celdas solares*. La eficiencia de la conversión de energía solar mediante dichos dispositivos se ha incrementado de manera drástica durante los últimos años. Las celdas fotovoltaicas son indispensables para la generación de energía que consumen los vehículos y las estaciones espaciales, como la Estación Espacial Internacional que se encuentra en órbita alrededor de la Tierra. Los avances tecnológicos han aportado paneles solares más duraderos, que generan energía eléctrica con mayor eficiencia y son más económicos. Sin duda, el futuro de la energía solar es, al igual que el Sol, bastante brillante.

EJERCICIO DE INTEGRACIÓN RESUELTO Conjunción de conceptos

La trinitroglicerina, $C_3H_5N_3O_9$ (a la cual se le conoce simplemente como nitroglicerina), se utiliza ampliamente como explosivo. Alfred Nobel la empleó para fabricar dinamita en 1866. Resulta un tanto sorprendente que también se le utilice como medicamento, para aliviar la angina de pecho (dolores causados por el bloqueo parcial de las arterias que salen del corazón para irrigar el cuerpo), ya que dilata los vasos sanguíneos. La entalpía de descomposición de la trinitroglicerina a 1 atm de presión y 25 °C para formar gas nitrógeno, gas dióxido de carbono, agua líquida y gas oxígeno es −1541.4 kJ/mol. *a*) Escriba la ecuación química balanceada para la descomposición de la trinitroglicerina. *b*) Calcule el calor estándar de formación de la trinitroglicerina. *c*) Una dosis estándar de trinitroglicerina para el alivio de angina de pecho es de 0.60 mg. Si la muestra se oxida en el cuerpo (¡no de manera explosiva!) para convertirse en gas nitrógeno, gas dióxido de carbono y agua líquida, ¿cuál es el número de calorías que se libera? *d*) Una forma común de la trinitroglicerina se funde alrededor de los 3 °C. A partir de esta información y de la fórmula de la sustancia, ¿esperaría usted que se tratara de un compuesto molecular o iónico? Explique su respuesta. *e*) Describa las distintas conversiones de formas de energía que ocurren cuando se utiliza trinitroglicerina como explosivo para romper las laderas rocosas durante la construcción de carreteras.

SOLUCIÓN

a) La forma general de la ecuación que debe balancearse es:

$$C_3H_5N_3O_9(l) \longrightarrow N_2(g) + CO_2(g) + H_2O(l) + O_2(g)$$

Después, se balancea en la forma usual. Para obtener un número par de átomos de nitrógeno en el lado izquierdo, la fórmula para $C_3H_5N_3O_9$ se multiplica por 2, lo cual da 3 moles de N_2, 6 moles de CO_2 y 5 moles de H_2O. Todo está balanceado excepto por el oxígeno. Se tiene un número impar de átomos de oxígeno en el lado derecho. El oxígeno puede balancearse utilizando $\frac{1}{2}$ mol de O_2 en el lado derecho:

$$2\,C_3H_5N_3O_9(l) \longrightarrow 3\,N_2(g) + 6\,CO_2(g) + 5\,H_2O(l) + \tfrac{1}{2}\,O_2(g)$$

Se multiplica la ecuación por 2 para convertir todos los coeficientes a números enteros:

$$4\,C_3H_5N_3O_9(l) \longrightarrow 6\,N_2(g) + 12\,CO_2(g) + 10\,H_2O(l) + O_2(g)$$

(A la temperatura de la explosión, el agua es un gas. La rápida expansión de los productos gaseosos crea la fuerza de una explosión).

b) El calor de formación es el cambio de entalpía en la ecuación química balanceada:

$$3\,C(s) + \tfrac{3}{2}\,N_2(g) + \tfrac{5}{2}\,H_2(g) + \tfrac{9}{2}\,O_2(g) \longrightarrow C_3H_5N_3O_9(l) \qquad \Delta H_f^\circ = ?$$

Puede obtenerse el valor de ΔH_f° mediante la ecuación para el calor de descomposición de trinitroglicerina:

$$4\,C_3H_5N_3O_9(l) \longrightarrow 6\,N_2(g) + 12\,CO_2(g) + 10\,H_2O(l) + O_2(g)$$

El cambio de entalpía en esta reacción es $4(-1541.4\text{ kJ}) = -6165.6\text{ kJ}$. [Es necesario multiplicar por 4 porque existen 4 moles de $C_3H_5N_3O_9(l)$ en la ecuación balanceada.] Este cambio de entalpía está dado por la suma de los calores de formación de los productos menos los calores de formación de los reactivos, cada uno multiplicado por su coeficiente en la ecuación balanceada:

$$-6165.6\text{ kJ} = \left\{6\Delta H_f^\circ[N_2(g)] + 12\Delta H_f^\circ[CO_2(g)] + 10\Delta H_f^\circ[H_2O(l)] + \Delta H_f^\circ[O_2(g)]\right\} - 4\Delta H_f^\circ\,[C_3H_5N_3O_9(l)]$$

Por definición, los valores de ΔH_f° para $N_2(g)$ y $O_2(g)$ son cero. Al buscar los valores para $H_2O(l)$ y $CO_2(g)$ en la tabla 8.3, se encuentra que:

$$-6165.6\text{ kJ} = 12(-393.5\text{ kJ}) + 10(-285.8\text{ kJ}) - 4\Delta H_f^\circ[C_3H_5N_3O_9(l)]$$
$$\Delta H_f^\circ[C_3H_5N_3O_9(l)] = -353.6\text{ kJ/mol}$$

c) Se sabe que la oxidación de 1 mol de $C_3H_5N_3O_9(l)$ produce 1541.4 kJ. Es necesario calcular el número de moles en 0.60 mg de $C_3H_5N_3O_9(l)$:

$$(0.60 \times 10^{-3}\text{ g } C_3H_5N_3O_9)\left(\frac{1\text{ mol } C_3H_5N_3O_9}{227\text{ g } C_3H_5N_3O_9}\right)\left(\frac{1541.4\text{ kJ}}{1\text{ mol } C_3H_5N_3O_9}\right) = 4.1 \times 10^{-3}\text{ kJ} = 4.1\text{ J}$$

d) Como la trinitroglicerina se funde por debajo de la temperatura ambiente, cabe esperar que sea un compuesto molecular. Con pocas excepciones, las sustancias iónicas por lo general son materiales duros y cristalinos que se funden a temperatura elevada. Además, la forma molecular sugiere que se trata de una sustancia molecular. Todos los elementos de los que se compone son no metales.

e) La energía almacenada en la trinitroglicerina es energía potencial química. Cuando la sustancia reacciona de manera explosiva, forma sustancias tales como dióxido de carbono, agua y gas nitrógeno, los cuales tienen la energía potencial más baja. En el transcurso de la transformación química, la energía se libera en forma de calor; los productos gaseosos de la reacción son muy calientes. Esta energía calorífica tan alta se transfiere al entorno; los gases se expanden en el entorno, que podría estar constituido por materiales sólidos. Se realiza trabajo por el desplazamiento de los materiales sólidos al impartirles energía cinética. Por ejemplo, un trozo de roca podría salir despedido hacia arriba. Ha adquirido energía cinética por la transferencia de energía a partir de los gases calientes en expansión. Conforme la roca se eleva, su energía cinética se transforma en energía potencial. Al final, nuevamente volverá a adquirir energía cinética al caer hacia el suelo. Cuando la roca choca contra el piso, su energía cinética se convierte en su mayor parte en energía térmica, aunque también podría realizar algo de trabajo sobre el entorno.

REFLEXIÓN

¿Comprendo la importancia de las reacciones químicas que se llevan a cabo dentro de nuestro organismo?

¿Puedo describir cómo, a partir de la ruptura de sustancias y de la formación de nuevos compuestos, nuestros organismos pueden nutrirse y funcionar de manera adecuada?

ACTIVIDAD

1. Investigue la definición del término bioquímica y escriba, en unas 10 líneas, cómo este concepto se vincula con las entalpías de reacción de aquellas sustancias que, al degradarse, nos proporcionan nutrientes y energía.

2. *a*) ¿Qué significa el término *valor energético*? *b*) Como alimento, ¿cuál representa una mayor fuente de energía, 5 g de grasas o 9 g de carbohidratos? *c*) El metabolismo de la glucosa produce $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$. ¿Cómo expulsa el cuerpo humano esos productos de la reacción?

3. *a*) ¿Por qué las grasas son idóneas para almacenar energía en el cuerpo humano? *b*) Cierta fritura está compuesta por 12% de proteínas, 14% de grasas y el resto de carbohidratos. ¿Qué porcentaje del contenido calórico de este

alimento es grasa? *c*) ¿Cuántos gramos de proteínas suministran el mismo valor energético que 25 g de grasas?

4. *a*) Una porción de sopa de fideos con pollo contiene 2.5 g de grasas, 14 g de carbohidratos y 7 g de proteínas. Estime el número de Calorías que hay en una porción. *b*) De acuerdo a su etiqueta nutricional, la misma sopa también contiene 690 mg de sodio. ¿Piensa que el sodio contribuye al contenido energético de la sopa?
5. Una libra de chocolates confitados M&M® contiene 96 g de grasas, 320 g de carbohidratos y 21 g de proteínas. ¿Cuál es el valor energético en kJ de una porción de 42 g? ¿Cuántas Calorías proporciona?
6. A partir de los siguientes datos para tres combustibles potenciales, calcule cuál de ellos podría suministrar la mayor energía por unidad de volumen:

Combustible	Densidad a 20 °C (g/cm^3)	Entalpía molar de combustión (kJ/mol)
Nitroetano, $C_2H_5NO_2(l)$	1.052	−1368
Etanol, $C_2H_5OH(l)$	0.789	−1367
Metilhidracina, $CH_6N_2(l)$	0.874	−1307

PORTAFOLIO DE EVIDENCIAS

1. El combustible para automóvil, llamado E85, consiste en 85% de etanol y 15% de gasolina. El E85 puede emplearse en los llamados vehículos de "combustible flex" (FFV), los cuales pueden utilizar gasolina, etanol o una mezcla de combustibles. Suponga que la gasolina consiste en una mezcla de octanos (distintos isómeros de C_8H_{18}), que el calor promedio de combustión de $C_8H_{18}(l)$ es 5400 kJ/mol, y que la gasolina tiene una densidad promedio de 0.70 g/mL. La densidad del etanol es de 0.79 g/mL. *a*) Empleando la información dada y los datos del apéndice C, compare la energía producida por la combustión de 1.0 L de gasolina y de 1.0 L de etanol. *b*) Suponga que la densidad y el calor de combustión del E85 pueden obtenerse utilizando el 85% de los valores para el etanol y el 15% de los valores para la gasolina. ¿Cuánta energía podría liberarse mediante la combustión de 1.0 L de E85? *c*) ¿Cuántos galones de E85 se necesitarían para aportar la misma energía que 10 gal de gasolina? *d*) Si la gasolina cuesta $3.10 por galón en Estados Unidos, ¿cuál es el precio de equilibrio por galón de E85 si debe entregarse la misma cantidad de energía?
2. Con frecuencia, los suministros de energía mundial se miden en la unidad térmica británica "quad" (10^{12} Btu). Según las proyecciones, en 2015, el consumo de energía en el mundo será de 5.81×10^{17} kJ. *a*) ¿Cuántos quads de energía representa esta cantidad? *b*) El actual consumo de energía anual en Estados Unidos es de 99.5 quads. Suponga que toda esta energía se genera quemando $CH_4(g)$ en la forma de gas natural. Si la combustión del $CH_4(g)$ fuera completa y 100% eficiente, ¿cuántos moles de $CH_4(g)$ necesitarían quemarse para cubrir la demanda de energía de Estados Unidos? *c*) ¿Cuántos kilogramos de $CO_2(g)$ se generarían en la combustión descrita en el inciso *b*)?
3. El calor de combustión del etanol, $C_2H_5OH(l)$, es −1367 kJ/mol. Un lote de vino Sauvignon Blanc contiene 10.6% de etanol en masa. Suponga que la densidad del vino es de 1.0 g/mL, ¿qué contenido calórico tiene el alcohol (etanol) en un vaso de vino de 177 mL?
4. Las entalpías estándar de formación del propino (C_3H_4), propileno (C_3H_6) y propano (C_3H_8) gaseosos son +185.4, +20.4 y −103.8 kJ/mol, respectivamente. *a*) Calcule el calor desprendido por mol en la combustión de cada sustancia para producir $CO_2(g)$ y $H_2O(g)$. *b*) Calcule el calor que se desprende en la combustión de 1 kg de cada sustancia. *c*) ¿Cuál es el combustible más eficiente en términos del calor desprendido por unidad de masa?
5. Es interesante comparar el "valor energético" de un hidrocarburo en un mundo donde el agente de combustión es el flúor y no el oxígeno. La entalpía de formación del $CF_4(g)$ es −679.9 kJ/mol. ¿Cuál de las dos siguientes reacciones es la más exotérmica?
   $CH_4(g) + 2\ O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g)$
   $CH_4(g) + 4\ F_2(g) \longrightarrow CF_4(g) + 4\ HF(g)$

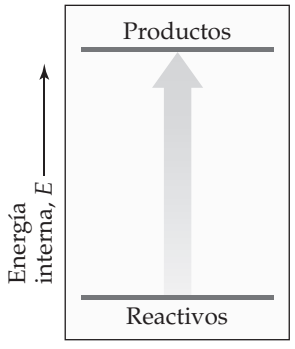
6. Los alimentos listos para comer son adecuados para los militares que se encuentran en operativos, ya que pueden calentarse en parrillas sin flama. El calor se produce mediante la siguiente reacción: $Mg(s) + 2\ H_2O(l) \longrightarrow Mg(OH)_2(s) + H_2(g)$. *a*) Calcule el cambio de entalpía estándar para esta reacción. *b*) Calcule el número de gramos de Mg necesarios en esta reacción para liberar suficiente energía con la finalidad de incrementar la temperatura de 25 mL de agua de 21 a 79 °C.
7. La combustión de metano en oxígeno puede generar tres productos diferentes que contienen carbono: hollín (partículas de grafito muy finas), $CO(g)$ y $CO_2(g)$. *a*) Escriba tres ecuaciones balanceadas para la reacción de gas metano con oxígeno para obtener estos tres productos. En cada caso, suponga que el $H_2O(l)$ es el único producto adicional. *b*) Determine las entalpías estándar para las reacciones del inciso *a*). *c*) ¿Por qué, cuando el suministro de oxígeno es el adecuado, el $CO_2(g)$ es el producto con carbono que predomina en la combustión del metano?
8. A continuación se listan tres hidrocarburos comunes que contienen cuatro carbonos, junto con sus entalpías estándar de formación:

Hidrocarburo	Fórmula	ΔH_f° (kJ/mol)
1,3-Butadieno	$C_4H_6(g)$	111.9
1-Buteno	$C_4H_8(g)$	1.2
n-Butano	$C_4H_{10}(g)$	−124.7

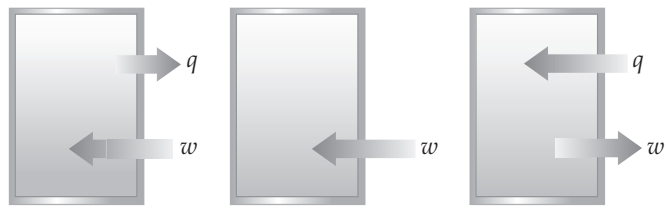
a) Para cada una de estas sustancias, calcule la entalpía molar de combustión a $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$. *b*) Calcule el valor energético en kJ/g de cada uno de estos compuestos. *c*) Para cada hidrocarburo, determine el porcentaje en masa de hidrógeno. *d*) Mediante la comparación de sus respuestas en los incisos *b*) y *c*), proponga una relación entre el contenido de hidrógeno y el valor energético de los hidrocarburos.
9. Un hombre de 200 lb decide aumentar a su rutina de ejercicio la subida de tres tramos de escaleras (45 ft) 20 veces por día. Se da cuenta de que el trabajo necesario para incrementar su energía potencial de esta manera le permitirá comer una orden extra de papas a la francesa, 245 Cal, sin subir de peso. ¿Será correcta esta suposición?
10. El Sol suministra cerca de 1.0 kilowatt de energía por cada metro cuadrado de superficie (1.0 kW/m^2, donde un watt = 1 J/s). Las plantas producen un equivalente aproximado de 0.20 g de sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) por hora por metro cuadrado. Suponiendo que la sacarosa se produce de la siguiente manera, calcule el porcentaje de luz solar utilizada para producir sacarosa.
$12\ CO_2(g) + 11\ H_2O(l) \longrightarrow C_{12}H_{22}O_{11} + 12O_2(g) \qquad \Delta H = 5645\ kJ$

EJERCICIOS DE RETROALIMENTACIÓN

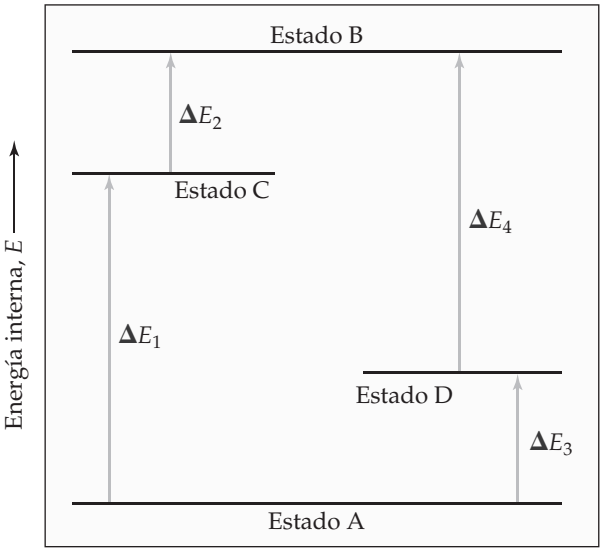
1. Considere el diagrama de energía que acompaña a este ejercicio. *a*) ¿Este diagrama representa un aumento o una disminución en la energía interna del sistema? *b*) ¿Qué signo se otorga a ΔE para este proceso? *c*) Si no existe trabajo asociado con el proceso, ¿es exotérmico o endotérmico?



2. El contenido de la caja cerrada en cada una de las siguientes ilustraciones representa un sistema y las flechas muestran los cambios del sistema durante cierto proceso. Las longitudes de las flechas representan las magnitudes relativas de q y w. *a*) ¿Cuál de estos procesos es endotérmico? *b*) ¿Para cuál de estos procesos, si acaso, $\Delta E < 0$? *c*) ¿Para cuál proceso, si acaso, existe una ganancia neta de energía interna?



3. El diagrama muestra cuatro estados de un sistema, cada uno con diferente energía interna, *E*. *a*) ¿Cuál de los estados del sistema tiene la mayor energía interna? *b*) En términos de los valores de ΔE, escriba dos expresiones para la diferencia de energía interna entre el estado A y el estado B. *c*) Escriba una expresión para la diferencia de energía entre el estado C y el estado D. *d*) Suponga que existe otro estado del sistema, el estado E, y que su energía relativa al estado A es $\Delta E = \Delta E_1 + \Delta E_4$. ¿En dónde se encontraría el estado E en el diagrama?



4. Considere la conversión del compuesto A hacia el compuesto B: A $\longrightarrow$ B. Para ambos compuestos A y B, $\Delta H_f^\circ > 0$. *a*) Dibuje un diagrama de entalpía para la reacción que es análoga a la figura 8.23. *b*) Suponga que la reacción global es exotérmica. ¿Qué se puede concluir?

TIPOS DE ENERGÍA Y UNIDADES DE MEDICIÓN

5. Identifique la fuerza presente y explique si se realiza trabajo en cada uno de los siguientes casos: *a*) Usted levanta un lápiz del escritorio. *b*) Un resorte se comprime a la mitad de su longitud normal.

6. Identifique la fuerza presente y explique si se realiza trabajo cuando *a*) una partícula con carga positiva se mueve en un círculo a una distancia fija de una partícula con carga negativa; *b*) un clavo de hierro se retira de un imán.

PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

7. Un gas se confina dentro de un cilindro con un pistón y un calentador eléctrico, como se ilustra en la figura.

Suponga que se aplica una corriente al calentador de tal manera que se suministran 100 J de energía. Considere dos situaciones diferentes. En el caso (1) se permite que el pistón se mueva mientras se suministra la energía. En el caso (2) el pistón está fijo, de modo que no se puede mover. *a*) ¿En cuál de los casos el gas tiene mayor temperatura después de aplicar la energía eléctrica? Explique su respuesta. *b*) ¿Qué puede decir con respecto a los valores de *q* y *w* en cada caso? *c*) ¿Qué puede decir con respecto a los valores relativos de ΔE para el sistema (el gas en el cilindro) en los dos casos?

ENTALPÍA

8. Un gas se confina en un cilindro a presión atmosférica constante, como se ilustra en la figura 8.4. Cuando el gas experimenta una reacción química en particular, absorbe 824 J de calor de su entorno y tiene 0.65 kJ de trabajo *P-V* realizado sobre él por su entorno. ¿Cuáles son los valores de ΔH y ΔE para este proceso?

9. Considere la siguiente reacción:

$$2\,CH_3OH(g) \longrightarrow 2\,CH_4(g) + O_2(g) \qquad \Delta H = +252.8\ kJ$$

a) ¿Esta reacción es exotérmica o endotérmica? *b*) Calcule la cantidad de calor transferida cuando 24.0 g de $CH_3OH(g)$ se descomponen mediante la reacción a presión constante. *c*) Para una muestra dada de CH_3OH, el cambio de entalpía durante la reacción es de 82.1 kJ. ¿Cuántos gramos de gas metano se producen? *d*) ¿Cuántos kilojoules de calor se liberan cuando reaccionan por completo 38.5 g de $CH_4(g)$ con $O_2(g)$ para formar $CH_3OH(g)$ a presión constante?

10. Cuando se mezclan disoluciones que contienen iones plata y iones cloruro, se precipita el cloruro de plata:

$$Ag^+(ac) + Cl^-(ac) \longrightarrow AgCl(s) \qquad \Delta H = -65.5\ kJ$$

a) Calcule el ΔH para producir 0.450 moles de AgCl mediante esta reacción. *b*) Calcule el ΔH para producir 9.00 g de AgCl. *c*) Calcule el ΔH cuando se disuelven en agua 9.25×10^{-4} moles de AgCl.

11. En alguna época, una manera común de formar pequeñas cantidades de gas oxígeno en el laboratorio era calentar $KClO_3$:

$$2\,KClO_3(s) \longrightarrow 2\,KCl(s) + 3\,O_2(g) \qquad \Delta H = -89.4\ kJ$$

Para esta reacción, calcule el ΔH para la formación de *a*) 1.36 moles de O_2 y *b*) 10.4 g de KCl. *c*) La descomposición del $KClO_3$ procede de manera espontánea al calentarse. ¿Cree que la reacción inversa, la formación de $KClO_3$ a partir de KCl y O_2, sea factible en condiciones normales? Explique su respuesta.

CALORIMETRÍA

12. Una muestra de 1.800 g de fenol (C_6H_5OH) se quemó en una bomba calorimétrica cuya capacidad calorífica total es de 11.66 kJ/°C. La temperatura del calorímetro más su contenido aumentó de 21.36 a 26.37 °C. *a*) Escriba una ecuación química balanceada para la reacción de la bomba calorimétrica. *b*) ¿Cuál es el calor de combustión por gramo de fenol? ¿Por mol de fenol?

13. En condiciones de volumen constante, el calor de combustión de la glucosa ($C_6H_{12}O_6$) es de 15.57 kJ/g. Una muestra de 3.500 g de glucosa se quemó en una bomba calorimétrica. La temperatura del calorímetro se incrementó de 20.94 a 24.72 °C. *a*) ¿Cuál es la capacidad calorífica total del calorímetro? *b*) Si el tamaño de la muestra de glucosa hubiera sido exactamente del doble, ¿cuál habría sido el cambio de temperatura del calorímetro?

ENTALPÍAS DE FORMACIÓN Y LEY DE HESS

14. A partir de las entalpías de reacción:

$$2\,C(s) + O_2(g) \longrightarrow 2\,CO(g) \qquad \Delta H = -221.0\ kJ$$
$$2\,C(s) + O_2(g) + 4\,H_2(g) \longrightarrow 2\,CH_3OH(g) \qquad \Delta H = -402.4\ kJ$$

calcule ΔH para la reacción

$$CO(g) + 2\,H_2(g) \longrightarrow CH_3OH(g)$$

15. A partir de las entalpías de reacción

$$H_2(g) + F_2(g) \longrightarrow 2\,HF(g) \qquad \Delta H = -537\ kJ$$
$$C(s) + 2\,F_2(g) \longrightarrow CF_4(g) \qquad \Delta H = -680\ kJ$$
$$2\,C(s) + 2\,H_2(g) \longrightarrow C_2H_4(g) \qquad \Delta H = +52.3\ kJ$$

calcule ΔH para la reacción de etileno con F_2:

$$C_2H_4(g) + 6\,F_2(g) \longrightarrow 2\,CF_4(g) + 4\,HF(g)$$

16. A la siguiente se le conoce como la reacción de la termita [figura 8.8*b*)]:

$$2\,Al(s) + Fe_2O_3(s) \longrightarrow Al_2O_3(s) + 2\,Fe(s)$$

La reacción, altamente exotérmica, se utiliza para la soldadura de unidades masivas, tales como las hélices de grandes barcos. Calcule el $\Delta H°$ para esta reacción, utilizando las tablas de entalpías estándar de formación del apéndice C.

17. El carburo de calcio (CaC_2) reacciona con agua para formar acetileno (C_2H_2) y $Ca(OH)_2$. A partir de los siguientes datos de la entalpía de la reacción y de los datos del apéndice C, calcule el $\Delta H_f°$ para el $CaC_2(s)$:

$$CaC_2(s) + 2\,H_2O(l) \longrightarrow Ca(OH)_2(s) + C_2H_2(g) \qquad \Delta H° = -127.2\ kJ$$

18. El éter dietílico, $C_4H_{10}O(l)$, un compuesto inflamable que se ha utilizado desde hace mucho como anestésico en cirugías, tiene la estructura

$$CH_3—CH_2—O—CH_2—CH_3$$

La combustión completa de 1 mol de $C_4H_{10}O(l)$ a $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$ implica $\Delta H° = -2723.7$ kJ. *a*) Escriba una ecuación balanceada para la combustión de 1 mol de $C_4H_{10}O(l)$. *b*) Escriba una ecuación balanceada para la formación de $C_4H_{10}O(l)$ a partir de sus elementos. *c*) Con la información de este problema y los datos de la tabla 8.3, determine $\Delta H_f°$ para el éter dietílico.

19. El etanol (C_2H_5OH) actualmente se mezcla con gasolina para utilizarse como combustible de automóviles. *a*) Escriba una ecuación balanceada para la combustión del etanol líquido en el aire. *b*) Calcule el cambio de la entalpía estándar para la reacción, suponiendo que el $H_2O(g)$ es un producto. *c*) Calcule el calor producido por litro de etanol cuando hace combustión en condiciones de presión constante. El etanol tiene una densidad de 0.789 g/mL. *d*) Calcule la masa de CO_2 producida por kJ de calor emitido.

¿DE DÓNDE PROVIENE LA ENERGÍA QUE EMPLEAMOS LOS SERES HUMANOS?

20. A fines de 2009, la población mundial era de alrededor de 6800 millones de individuos. ¿Cuánta masa de glucosa en kg se necesitaría para dar 1500 Cal/persona/día de alimentación a la población mundial durante un año? Suponga que la glucosa se metaboliza totalmente a $CO_2(g)$ y $H_2O(l)$ de acuerdo con la siguiente ecuación termoquímica:

$$C_6H_{12}O_6(s) + 6\,O_2(g) \longrightarrow 6\,CO_2(g) + 6\,H_2O(l) \qquad \Delta H^o = -2803\ \text{kJ}$$

21. A 20 °C (aproximadamente la temperatura ambiente) la velocidad promedio de las moléculas de N_2 en el aire es de 1050 mph. *a*) ¿Cuál es la velocidad promedio en m/s? *b*) ¿Cuál es la energía cinética (en J) de una molécula de N_2 que se mueve a esta velocidad? *c*) ¿Cuál es la energía cinética total de 1 mol de moléculas de N_2 que se mueven a esta velocidad?

22. Las bolsas de aire que brindan protección en los automóviles en el caso de un accidente se expanden debido una rápida reacción química. Desde el punto de vista de los reactivos químicos que forman el sistema, ¿qué signos cree que tengan q y w en el proceso?

23. Una casa está diseñada para tener características pasivas de energía solar. Los ladrillos incorporados al interior de la casa actúan como un absorbente de calor. Cada ladrillo pesa aproximadamente 1.8 kg. El calor específico del ladrillo es 0.85 J/g-K. ¿Cuántos ladrillos deben incorporarse al interior de la casa para suministrar la misma capacidad calorífica total de 1.7×10^3 gal de agua?

24. Un calorímetro del tipo de vaso de café, como el que aparece en la figura 8.18, contiene 150.0 g de agua a 25.1 °C. Un bloque de cobre metálico que pesa 121.0 g se calienta a 100.4 °C, al colocarlo dentro de un recipiente con agua hirviendo. El calor específico del Cu(*s*) es 0.385 J/g-K. El Cu se agrega al calorímetro, y después de un tiempo el contenido del vaso alcanza una temperatura constante de 30.1 °C. *a*) Determine la cantidad de calor, en J, que pierde el bloque de cobre. *b*) Determine la cantidad de calor que gana el agua. El calor específico del agua es 4.18 J/g-K. *c*) La diferencia entre sus respuestas de los incisos *a*) y *b*) se debe a la pérdida de calor a través de los vasos de espuma de poliestireno y del calor necesario para elevar la temperatura de la pared interior del aparato. La capacidad calorífica del calorímetro es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura del aparato (los vasos y las tapas) en 1 K. Calcule la capacidad calorífica del calorímetro en J/K. *d*) ¿Cuál sería la temperatura final del sistema si todo el calor que pierde el bloque de cobre lo absorbiera el agua en el calorímetro?

25. *a*) Cuando una muestra de 0.235 g de ácido benzoico hace combustión dentro de una bomba calorimétrica (figura 8.19), la temperatura alcanza 1.642 °C. Cuando se quema una muestra de 0.265 g de cafeína, $C_8H_{10}O_2N_4$, la temperatura alcanza 1.525 °C. Utilizando el valor de 26.38 kJ/g como el calor de combustión del ácido benzoico, calcule el calor de combustión por mol de cafeína a volumen constante. *b*) Suponga que existe una incertidumbre de 0.002 °C en cada lectura de temperatura, y que las masas de las muestras se miden con una precisión de 0.001 g. ¿Cuál es la incertidumbre estimada del valor calculado para el calor de combustión por mol de cafeína?

26. El amoniaco (NH_3) hierve a −33 °C; a esta temperatura tiene una densidad de 0.81 g/cm^3. La entalpía de formación de $NH_3(g)$ es −46.2 kJ/mol, y la entalpía de vaporización del $NH_3(l)$ es de 23.2 kJ/mol. Calcule el cambio de entalpía al quemar 1 L de NH_3 líquido en el aire para obtener $N_2(g)$ y $H_2O(g)$. ¿Cómo se compara esto con el ΔH de la combustión completa de 1 L de metanol líquido, $CH_3OH(l)$? En el caso del $CH_3OH(l)$, su densidad a 25 °C es 0.792 g/cm^3, y $\Delta H_f^o = -239$ kJ/mol.

27. Se estima que la cantidad de dióxido de carbono neta que se fija por fotosíntesis sobre la superficie de la Tierra es de 5.5×10^{16} g de CO_2/año. Suponga que todo el carbono se convierte en glucosa. *a*) Calcule la energía almacenada por fotosíntesis sobre la superficie de la Tierra por año en kJ. *b*) Calcule la tasa promedio de conversión de energía solar en energía vegetal en MW (1 W = 1 J/s). Una planta nuclear grande produce alrededor de 10^3 MW. ¿Cuántas plantas nucleares como esa son necesarias para igualar la conversión de energía solar?

EJERCICIOS DE INTEGRACIÓN

1. Considere la combustión de una sola molécula de $CH_4(g)$ de la cual se obtiene $H_2O(l)$ como producto. *a*) ¿Cuánta energía, en J, se produce durante esta reacción? *b*) Una típica fuente de rayos X tiene una energía de 8 keV. ¿Cómo se compara la energía de combustión con la energía de los rayos X?

2. Considere las siguientes ecuaciones de oxidación-reducción no balanceadas en disolución acuosa:

$$Ag^+(ac) + Li(s) \longrightarrow Ag(s) + Li^+(ac)$$
$$Fe(s) + Na^+(ac) \longrightarrow Fe^{2+}(ac) + Na(s)$$
$$K(s) + H_2O(l) \longrightarrow KOH(ac) + H_2(g)$$

a) Balancee cada una de las reacciones. *b*) Mediante los datos del apéndice C, calcule ΔH^o para cada una de las reacciones. *c*) Con base en los valores que obtuvo para ΔH^o, ¿cuál de las reacciones esperaría que tuviera condiciones termodinámicas favorables? *d*) Utilice la serie de actividad para predecir cuáles de estas reacciones deben ocurrir. ¿Estos resultados coinciden con lo que concluyó en el inciso *c*) de este problema?

3. Considere las siguientes reacciones de neutralización de ácidos que incluyen la base fuerte NaOH(*ac*):

$$HNO_3(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow NaNO_3(ac) + H_2O(l)$$
$$HCl(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow NaCl(ac) + H_2O(l)$$
$$NH_4^+(ac) + NaOH(ac) \longrightarrow NH_3(ac) + Na^+(ac) + H_2O(l)$$

a) Mediante los datos del apéndice C, calcule el ΔH^o para cada una de las reacciones. *b*) El ácido nítrico y el ácido clorhídrico son ácidos fuertes. Escriba las ecuaciones iónicas netas para la neutralización de estos ácidos. *c*) Compare los valores de ΔH^o para las dos primeras reacciones. ¿Qué concluye? *d*) En la tercera ecuación, el $NH_4^+(ac)$ actúa como un ácido. Con base en el valor de ΔH^o para esta reacción, ¿cree que es un ácido fuerte o débil? Explique su respuesta.

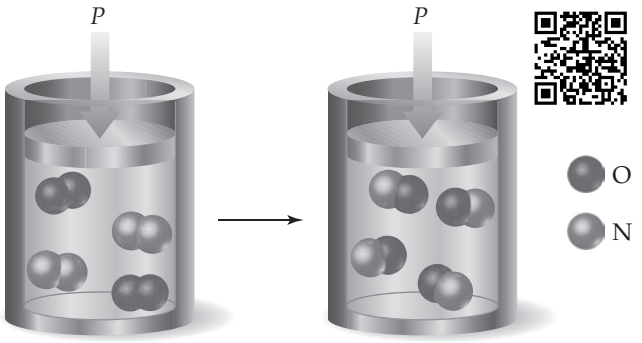
AUTOEVALUACIÓN

1. El lector habrá notado que al comprimir el aire en una bomba para bicicleta, el cuerpo de la bomba se calienta. *a*) Suponiendo que la bomba y el aire en ella conforman el sistema, ¿cuál es el signo de w cuando se comprime el aire? *b*) ¿Cuál es el signo de q para este proceso? *c*) Con base en sus respuestas en *a*) y *b*), ¿puede determinar el signo de ΔE al comprimir el aire en la bomba? Si no, ¿qué signo se esperaría para ΔE? ¿Cuál es su razonamiento?

2. Imagine que se encuentra escalando una montaña. *a*) ¿La distancia que recorra hasta la cima será una función de estado? ¿Por qué? *b*) ¿Será una función de estado el cambio de elevación entre su campamento base y la cima? ¿Por qué?

3. Imagine un contenedor colocado en una tina con agua, como lo muestra el siguiente diagrama. *a*) Si los contenidos del contenedor son el sistema y el calor puede fluir a través de las paredes del contenedor, ¿cuáles cambios cualitativos ocurrirán en las temperaturas del sistema y su entorno? ¿Cuál es el signo de q asociado con cada cambio? Desde la perspectiva del sistema, ¿el proceso es endotérmico o exotérmico? *b*) Si el volumen y la presión del sistema se mantienen constantes durante el proceso, ¿cómo se relaciona el cambio de energía interna con el cambio de entalpía?

4. Se llevó a cabo una reacción en fase gaseosa, entre N_2 y O_2, dentro de un aparato diseñado para mantener una presión constante. *a*) ¿Escriba una ecuación química balanceada para la reacción implicada, y prediga si w es positivo, negativo o cero? *b*) Con base en los datos del apéndice C, determine ΔH para la formación de un mol del producto. ¿Por qué a este cambio de entalpía se le llama entalpía de formación del producto implicado?



5. Suponga que la reacción en fase gaseosa $2\ NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2\ NO_2(g)$ se lleva a cabo dentro de un recipiente a volumen y temperatura constantes. ¿El cambio de calor representará un ΔH o un ΔE? Si existe una diferencia, ¿cuál cantidad es mayor para esta reacción? Explique su respuesta.

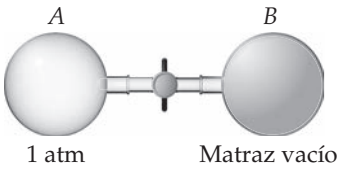
6. El metanol (CH_3OH) se mezcla como combustible en automóviles de carreras. *a*) Escriba una ecuación balanceada para la combustión de metanol líquido en el aire. *b*) Calcule el cambio de entalpía estándar para la reacción, suponiendo que el $H_2O(g)$ es un producto. *c*) Calcule el calor producido por la combustión por litro de metanol. El metanol tiene una densidad de 0.791 g/mL. *d*) Calcule la masa de CO_2 producida por kJ de calor emitido.

7. Suponga que una clavadista olímpica que pesa 52.0 kg ejecuta un clavado recto desde la plataforma de 10 m. En el punto más

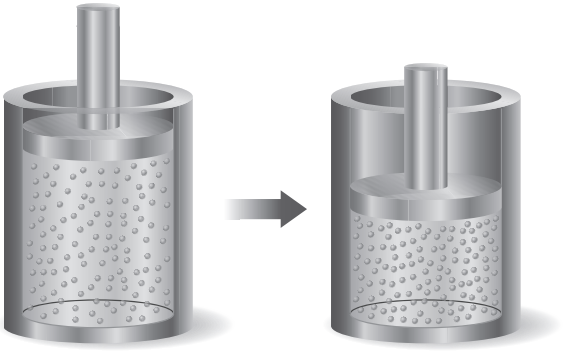
alto del clavado, la clavadista está a 10.8 m sobre la superficie del agua. *a*) ¿Cuál es la energía potencial de la clavadista en la altura máxima del clavado, con respecto a la superficie del agua? *b*) Suponiendo que toda la energía potencial de la clavadista se convierte en energía cinética en la superficie del agua, ¿a qué velocidad en m/s entrará la clavadista al agua? *c*) ¿La clavadista realiza algún trabajo al entrar al agua? Explique su respuesta.

8. Una lata de aluminio de una bebida gaseosa se coloca en un congelador. Más tarde, se observa que la lata se ha reventado y el contenido está congelado. Se realizó trabajo sobre la lata para reventarla. ¿De dónde provino la energía para este trabajo?

9. Considere un sistema que consiste en el siguiente aparato, en el cual el gas está confinado en un matraz, mientras en el otro hay vacío. Los matraces están separados por una válvula que, cuando se abre, conecta a los dos matraces. Suponga que los matraces están perfectamente aislados de manera que no permiten que entre o salga calor de los matraces hacia el entorno. *a*) Cuando la válvula se abre, el gas fluye del matraz lleno hacia el vacío. ¿Esto le sorprende? *b*) ¿Se realiza trabajo durante la expansión del gas? ¿Por qué? *c*) ¿Es posible determinar el valor de ΔE para el proceso? ¿Le sorprende la respuesta?



10. Una muestra de gas está contenida en un arreglo cilindro-pistón y experimenta el cambio de estado que ilustra el siguiente dibujo. *a*) Primero, suponga que el cilindro y el pistón son aislantes térmicos perfectos que no permiten la transferencia de calor. ¿Cuál es el valor de q para el cambio de estado? ¿Cuál es el signo de w para el cambio de estado? ¿Qué puede decirse con respecto a ΔE para el cambio de estado? *b*) Ahora suponga que el cilindro y el pistón están hechos de un conductor térmico como un metal. Durante el cambio de estado, el cilindro se siente más caliente al tacto. ¿Cuál es el signo de q para el cambio de estado en este caso? Describa la diferencia en el estado del sistema al final del proceso en los dos casos. ¿Qué puede comentar acerca de los valores relativos de ΔE?



11. La reacción de precipitación entre el $AgNO_3(ac)$ y el $NaCl(ac)$ se lleva a cabo de la siguiente manera:

$$AgNO_3(ac) + NaCl(ac) \longrightarrow NaNO_3(ac) + AgCl(s)$$

a) Consulte el apéndice C para calcular el $\Delta H°$ en la ecuación iónica neta de esta reacción. *b*) ¿Qué valor esperaría que tuviera $\Delta H°$ para la ecuación molecular global, en comparación con el valor para la ecuación iónica neta? Explique su respuesta. *c*) Utilice los resultados de los incisos *a*) y *b*) junto con los datos del apéndice C, para determinar el valor del $\Delta H_f°$ del $AgNO_3(ac)$.

APÉNDICE A

OPERACIONES MATEMÁTICAS

A.1 NOTACIÓN EXPONENCIAL

Es frecuente que los números empleados en química sean extremadamente grandes o extremadamente pequeños. Es más conveniente expresar tales números en la forma

$$N \times 10^n$$

donde N es un número entre 1 y 10, y n es el exponente. Algunos ejemplos de esta *notación exponencial*, que también se conoce como *notación científica*, son:

1,200,000 es 1.2×10^6 (se lee "uno punto dos por diez a la sexta potencia")

0.000604 es 6.04×10^{-4} (se lee "seis punto cero cuatro por diez a la cuarta potencia negativa")

Un exponente positivo, como en el primer ejemplo, expresa cuántas veces se debe multiplicar un número por 10 para dar la larga forma del número:

$$1.2 \times 10^6 = 1.2 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \times 10 \quad \text{(seis dieces)}$$
$$= 1{,}200{,}000$$

También es conveniente pensar que el *exponente positivo* es el número de lugares que el punto decimal se debe recorrer hacia la *izquierda* para obtener un número mayor que 1 pero menor que 10. Por ejemplo, al iniciar con 3450 y mover el punto decimal tres lugares hacia la izquierda, se finaliza con 3.45×10^3.

De manera similar, un exponente negativo indica cuántas veces se debe dividir un número entre 10 para dar la larga forma del número:

$$6.04 \times 10^{-4} = \frac{6.04}{10 \times 10 \times 10 \times 10} = 0.000604$$

Es útil pensar que el *exponente negativo* es el número de lugares que el punto decimal se debe recorrer hacia la *derecha* para obtener un número mayor que 1 pero menor que 10. Por ejemplo, al iniciar con 0.0048 y mover el punto decimal tres lugares hacia la derecha, se finaliza con 4.8×10^{-3}.

En el sistema de notación exponencial, cada vez que el punto decimal se recorre un lugar a la derecha, el exponente *disminuye* en 1:

$$4.8 \times 10^{-3} = 48 \times 10^{-4}$$

De manera similar, cada vez que el punto decimal se transfiere un lugar a la izquierda, el exponente *aumenta* en 1:

$$4.8 \times 10^{-3} = 0.48 \times 10^{-2}$$

Muchas calculadoras científicas tienen una tecla EXP o EE, que se utiliza para introducir números en notación exponencial. Para introducir el número 5.8×10^3 en este tipo de calculadora, la secuencia de teclas es

[5] [·] [8] [EXP] (o [EE]) [3]

En algunas calculadoras la pantalla mostrará 5.8, luego un espacio, seguido por 03, el exponente. En otras, se muestra un pequeño 10 con un exponente 3.

Para introducir un exponente negativo, utilice la tecla marcada $+/-$. Por ejemplo, para introducir el número 8.6×10^{-5}, la secuencia de teclas es

$$\boxed{8}\ \boxed{\cdot}\ \boxed{6}\ \boxed{\text{EXP}}\ \boxed{+/-}\ \boxed{5}$$

Cuando se introduce un número en notación exponencial, no se teclea el 10 si se emplea el botón de EXP o EE.

Al trabajar con exponentes, es importante recordar que $10^0 = 1$. Las siguientes reglas son útiles al efectuar cálculos en notación científica.

1. **Adición y sustracción** Para sumar o restar números expresados en notación exponencial, deben coincidir las potencias de 10.

$$\begin{aligned}(5.22 \times 10^4) + (3.21 \times 10^2) &= (522 \times 10^2) + (3.21 \times 10^2)\\ &= 525 \times 10^2 \quad \text{(3 cifras significativas)}\\ &= 5.25 \times 10^4\\ (6.25 \times 10^{-2}) - (5.77 \times 10^{-3}) &= (6.25 \times 10^{-2}) - (0.577 \times 10^{-2})\\ &= 5.67 \times 10^{-2} \quad \text{(3 cifras significativas)}\end{aligned}$$

   Cuando se emplea una calculadora para sumar o restar, no es necesario preocuparse por tener números con los mismos exponentes, porque la calculadora automáticamente toma en cuenta esta situación.

2. **Multiplicación y división** Cuando se multiplican números expresados en notación exponencial, los exponentes se suman; cuando se dividen números expresados en notación exponencial, el exponente del denominador se resta del exponente del numerador.

$$\begin{aligned}(5.4 \times 10^2)(2.1 \times 10^3) &= (5.4)(2.1) \times 10^{2+3}\\ &= 11 \times 10^5\\ &= 1.1 \times 10^6\\ (1.2 \times 10^5)(3.22 \times 10^{-3}) &= (1.2)(3.22) \times 10^{5+(-3)} = 3.9 \times 10^2\\ \frac{3.2 \times 10^5}{6.5 \times 10^2} &= \frac{3.2}{6.5} \times 10^{5-2} = 0.49 \times 10^3 = 4.9 \times 10^2\\ \frac{5.7 \times 10^7}{8.5 \times 10^{-2}} &= \frac{5.7}{8.5} \times 10^{7-(-2)} = 0.67 \times 10^9 = 6.7 \times 10^8\end{aligned}$$

3. **Potencias y raíces** Cuando se elevan a una potencia números expresados en notación exponencial, los exponentes se multiplican por la potencia. Cuando se toman raíces de números expresados en notación exponencial, los exponentes se dividen entre la raíz.

$$\begin{aligned}(1.2 \times 10^5)^3 &= (1.2)^3 \times 10^{5\times 3}\\ &= 1.7 \times 10^{15}\\ \sqrt[3]{2.5 \times 10^6} &= \sqrt[3]{2.5} \times 10^{6/3}\\ &= 1.3 \times 10^2\end{aligned}$$

   Por lo regular, las calculadoras científicas tienen teclas marcadas como x^2 y $\sqrt{x}$ para elevar al cuadrado y sacar raíz cuadrada de un número, respectivamente. Para trabajar con potencias o raíces más altas, muchas calculadoras tienen las teclas y^x y $\sqrt[x]{y}$ (o INV y^x). Por ejemplo, para efectuar la operación $\sqrt[3]{7.5} \times 10^{-4}$ en dicha calculadora, se debe teclear 7.5×10^{-4}, presionar la tecla $\sqrt[x]{y}$ (o las teclas INV y después y^x), se introduce la raíz, 3, y finalmente se presiona $=$. El resultado es 9.1×10^{-2}.

EJERCICIO RESUELTO 1 **Uso de la notación exponencial**

Realice cada una de las siguientes operaciones, empleando la calculadora donde sea posible:

a) Escriba el número 0.0054 en notación exponencial estándar.
b) $(5.0 \times 10^{-2}) + (4.7 \times 10^{-3})$
c) $(5.98 \times 10^{12})(2.77 \times 10^{-5})$
d) $\sqrt[4]{1.75 \times 10^{-12}}$

SOLUCIÓN

a) El punto decimal se recorre tres lugares a la derecha para convertir 0.0054 en 5.4, entonces el exponente es -3:

$$5.4 \times 10^{-3}$$

En general, las calculadoras científicas pueden convertir números a notación exponencial empleando una o dos teclas; con frecuencia "SCI", para "notación científica", convertirá un número a notación exponencial. Consulte el manual para ver cómo se realiza esta operación en la calculadora.
b) Para sumar a mano estos números, deben convertirse al mismo exponente.

$$(5.0 \times 10^{-2}) + (0.47 \times 10^{-2}) = (5.0 + 0.47) \times 10^{-2} = 5.5 \times 10^{-2}$$

(Observe que el resultado solo tiene dos cifras significativas). Para efectuar esta operación en una calculadora, se introduce el primer número, se oprime la tecla $+$, luego se introduce el segundo número y se presiona la tecla $=$.
c) Al realizar a mano esta operación, se tiene

$$(5.98 \times 2.77) \times 10^{12-5} = 16.6 \times 10^{7} = 1.66 \times 10^{8}$$

En una calculadora científica, introduzca 5.98×10^{12}, oprima la tecla $\times$, introduzca 2.77×10^{-5} y presione la tecla $=$.
d) Para ejecutar esta operación en una calculadora, introduzca el número, presione la tecla $\sqrt[x]{y}$ (o las teclas INV y y^x), introduzca 4 y oprima la tecla $=$. El resultado es 1.15×10^{-3}.

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Efectúe las siguientes operaciones:

a) Escriba 67,000 en notación exponencial, mostrando dos cifras significativas.
b) $(3.378 \times 10^{-3}) - (4.97 \times 10^{-5})$
c) $(1.84 \times 10^{15})(7.45 \times 10^{-2})$
d) $(6.67 \times 10^{-8})^3$

Respuestas: ***a***) 6.7×10^{4}, ***b***) 3.328×10^{-3}, ***c***) 2.47×10^{16}, ***d***) 2.97×10^{-22}

A.2 LOGARITMOS

Logaritmos comunes

El logaritmo común (que se abrevia log), o de base 10, de cualquier número es la potencia a la cual debe elevarse 10 para obtener dicho número. Por ejemplo, el logaritmo común de 1000 (que se escribe log 1000) es 3 porque al elevar 10 a la tercera potencia se obtiene 1000.

$$10^3 = 1000, \text{ por lo tanto, } \log 1000 = 3$$

Otros ejemplos son:

$$\log 10^5 = 5$$
$$\log 1 = 0 \qquad \text{Recuerde que } 10^0 = 1$$
$$\log 10^{-2} = -2$$

En estos ejemplos el logaritmo común se puede obtener por inspección. Sin embargo, no es posible obtener mediante inspección el logaritmo de un número como 31.25. El logaritmo de 31.25 es el número x que satisface la siguiente relación:

$$10^x = 31.25$$

La mayoría de las calculadoras electrónicas tienen una tecla LOG que se emplea para obtener logaritmos. Por ejemplo, en muchas calculadoras el valor de log 31.25 se determina introduciendo 31.25 y oprimiendo la tecla LOG. Se obtiene el siguiente resultado:

$$\log 31.25 = 1.4949$$

Observe que 31.25 es mayor que 10 (10^1) y menor que 100 (10^2). Así que el valor de log 31.25 está entre log 10 y log 100, es decir, entre 1 y 2.

Cifras significativas y logaritmos comunes

Para el logaritmo común de una cantidad medida, el número de dígitos después del punto decimal es igual al número de cifras significativas en el número original. Por ejemplo, si 23.5 es una cantidad medida (tres cifras significativas), entonces log 23.5 = 1.371 (tres cifras significativas después del punto decimal).

Antilogaritmos

Cuando se determina el número que corresponde a cierto logaritmo, se obtiene un *antilogaritmo*. Es el proceso inverso al cálculo de un logaritmo. Por ejemplo, se vio que log 23.5 = 1.371. Esto significa que el antilogaritmo de 1.371 es igual a 23.5:

$$\log 23.5 = 1.371$$
$$\text{antilog } 1.371 = 23.5$$

El proceso de tomar el antilog de un número es lo mismo que elevar 10 a una potencia igual a ese número:

$$\text{antilog } 1.371 = 10^{1.371} = 23.5$$

Muchas calculadoras tienen una tecla marcada como 10^x que permite obtener antilog directamente. En otras, será necesario presionar la tecla marcada INV (por *inversa*), y después oprimir la tecla LOG.

Logaritmos naturales

Los logaritmos basados en el número *e* se llaman logaritmos naturales (abreviados ln), o de base *e*. El log natural de un número es la potencia a la cual debe elevarse *e* (que tiene el valor 2.71828…) para igualar dicho número. Por ejemplo, el log natural de 10 es igual a 2.303:

$$e^{2.303} = 10, \text{ por tanto, } \ln 10 = 2.303$$

La calculadora probablemente tiene una tecla LN, la cual permite obtener logaritmos naturales. Por ejemplo, para determinar el log natural de 46.8, se introduce 46.8 y se presiona la tecla LN:

$$\ln 46.8 = 3.846$$

El antilog natural de un número es *e* elevado a una potencia igual a ese número. Si la calculadora puede obtener logaritmos naturales, entonces también le es posible determinar antilogaritmos naturales. En algunas calculadoras existe una tecla marcada e^x que permite obtener antilogaritmos naturales directamente; en otras, será necesario oprimir primero la tecla INV y después presionar la tecla LN. Por ejemplo, el antilog natural de 1.679 está dado por

$$\text{Antilog natural } 1.679 = e^{1.679} = 5.36$$

La relación entre logaritmos comunes y naturales es como sigue:

$$\ln a = 2.303 \log a$$

Observe que el factor que relaciona ambos, 2.303, es el log natural de 10, previamente calculado.

Operaciones matemáticas mediante logaritmos

Los logaritmos son exponentes, así que las operaciones matemáticas que involucran logaritmos siguen las reglas para el uso de exponentes. Por ejemplo, el producto de z^a y z^b (donde z es cualquier número) está dado por

$$z^a \cdot z^b = z^{(a+b)}$$

De manera análoga, el logaritmo (común o natural) de un producto es igual a la *suma* de los logaritmos de los números individuales:

$$\log ab = \log a + \log b \qquad \ln ab = \ln a + \ln b$$

Para el logaritmo de un cociente:

$$\log(a/b) = \log a - \log b \qquad \ln(a/b) = \ln a - \ln b$$

Utilizando las propiedades de los exponentes, también pueden deducirse las reglas para el logaritmo de un número elevado a una cierta potencia:

$$\log a^n = n \log a \qquad \ln a^n = n \ln a$$

$$\log a^{1/n} = (1/n) \log a \qquad \ln a^{1/n} = (1/n) \ln a$$

Problemas de pH

En química general, un uso muy frecuente de los logaritmos comunes es en problemas de pH. El pH se define como $-\log[H^+]$, donde $[H^+]$ es la concentración del ion hidrógeno de una disolución. El siguiente ejercicio resuelto ilustra esta aplicación.

EJERCICIO RESUELTO 2 **Empleo de logaritmos**

a) ¿Cuál es el pH de una disolución cuya concentración de ion hidrógeno es 0.015 *M*?

b) Si el pH de una disolución es 3.80, ¿cuál es la concentración del ion hidrógeno?

SOLUCIÓN

1. Se da el valor de $[H^+]$. Se utiliza la tecla LOG de la calculadora para obtener el valor de $\log[H^+]$. El pH se determina cambiando el signo del valor resultante. (Asegúrese de cambiar el signo *después* de obtener el logaritmo).

$$[H^+] = 0.015$$
$$\log[H^+] = -1.82 \qquad \text{(2 cifras significativas)}$$
$$\text{pH} = -(-1.82) = 1.82$$

2. Para obtener la concentración del ion hidrógeno cuando se tiene el pH, se debe tomar el antilog de $-$pH:

$$\text{pH} = -\log[H^+] = 3.80$$
$$\log[H^+] = -3.80$$
$$[H^+] = \text{antilog}(-3.80) = 10^{-3.80} = 1.6 \times 10^{-4}\, M$$

EJERCICIO DE PRÁCTICA

Efectúe las siguientes operaciones: ***a***) $\log(2.5 \times 10^{-5})$, ***b***) ln 32.7, ***c***) antilog -3.47, ***d***) $e^{-1.89}$.
Respuestas: ***a***) -4.60, ***b***) 3.487, ***c***) 3.4×10^{-4}, ***d***) 1.5×10^{-1}

A.3 ECUACIONES CUADRÁTICAS

Una ecuación algebraica de la forma $ax^2 + bx + c = 0$ es una *ecuación cuadrática*. Las dos soluciones de esta ecuación están dadas por la fórmula cuadrática:

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Actualmente muchas calculadoras pueden determinar las soluciones de una ecuación cuadrática mediante uno o dos golpes de tecla. En general, x corresponde a la concentración de una especie química en disolución. Solo una de las disoluciones será un número positivo, y esa es la que debería emplearse; "una concentración negativa" carece de significado físico.

EJERCICIO RESUELTO 3 **Uso de la fórmula cuadrática**

Obtenga los valores de x que satisfacen la ecuación $2x^2 + 4x = 1$.

SOLUCIÓN

Al resolver la ecuación dada para x, primero se debe poner en la forma:

$$ax^2 + bx + c = 0$$

y después emplear la fórmula cuadrática. Si

$$2x^2 + 4x = 1$$

entonces

$$2x^2 + 4x - 1 = 0$$

Utilizando la fórmula cuadrática, con $a = 2$, $b = 4$ y $c = -1$, se tiene

$$x = \frac{-4 \pm \sqrt{(4)(4) - 4(2)(-1)}}{2(2)}$$

$$= \frac{-4 \pm \sqrt{16 + 8}}{4} = \frac{-4 \pm \sqrt{24}}{4} = \frac{-4 \pm 4.899}{4}$$

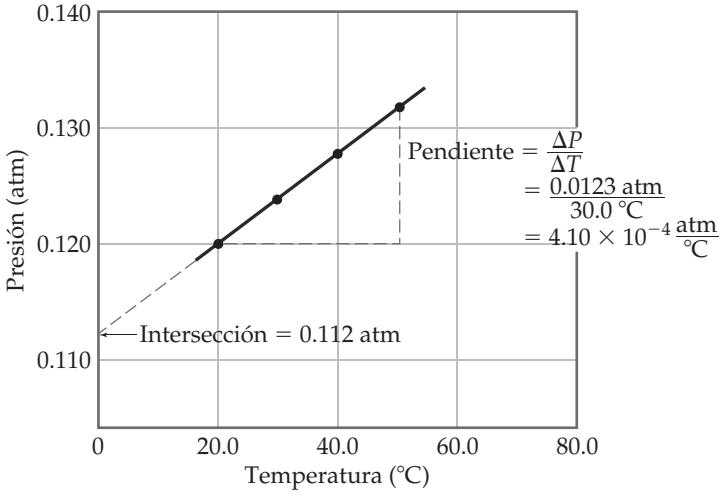
Las dos soluciones son:

$$x = \frac{0.899}{4} = 0.225 \quad \text{y} \quad x = \frac{-8.899}{4} = -2.225$$

Si esto corresponde a un problema donde x representa una concentración, diríamos que $x = 0.225$ (en unidades adecuadas), porque un número negativo para la concentración carece de significado físico.

TABLA A.1 • Interrelación entre presión y temperatura

Temperatura (°C)	Presión (atm)
20.0	0.120
30.0	0.124
40.0	0.128
50.0	0.132



▲ **FIGURA A.1** Una gráfica de presión contra temperatura conduce a una línea recta para los datos.

A.4 GRÁFICAS

Es usual que la manera más clara de representar la interrelación entre dos variables sea mediante una gráfica. Normalmente, la variable que se modifica de forma experimental, llamada *variable independiente*, se representa en el eje horizontal (eje x). La variable que responde al cambio en la variable independiente, llamada *variable dependiente*, se exhibe sobre el eje vertical (eje y). Por ejemplo, considere un experimento en el que se modifica la temperatura de un gas encerrado y se mide su presión. La variable independiente es la temperatura, y la variable dependiente es la presión. Los datos que se muestran en la ◀ **TABLA A.1** se obtienen mediante este experimento. Tales datos se muestran gráficamente en la ◀ **FIGURA A.1**. La relación entre temperatura y presión es lineal. La ecuación para una línea recta tiene la forma

$$y = mx + b$$

donde m es la pendiente de la línea y b es la intersección con el eje y. En el caso de la figura A.1, podría decirse que la relación entre temperatura y presión adopta la forma

$$P = mT + b$$

donde P es la presión en atm y T es la temperatura en °C. Como se muestra en la figura A.1, la pendiente es 4.10×10^{-4} atm/°C, y la intersección (el punto donde la línea cruza el eje y), es 0.112 atm. Por lo tanto, la ecuación para la línea es

$$P = \left(4.10 \times 10^{-4} \frac{\text{atm}}{\text{°C}}\right) T + 0.112 \text{ atm}$$

A.5 DESVIACIÓN ESTÁNDAR

La desviación estándar respecto a la media, *s*, es un método común para describir con precisión datos determinados experimentalmente. La desviación estándar se define como

$$s = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^{N}(x_i - \bar{x})^2}{N - 1}}$$

donde N es el número de mediciones, $\bar{x}$ es el promedio (también llamado media) de las mediciones, y x_i representa las mediciones individuales. Las calculadoras electrónicas con funciones estadísticas permiten obtener s directamente introduciendo las mediciones individuales.

Un valor pequeño de s indica una alta precisión, lo cual implica que los datos se encuentran aglomerados muy cercanamente alrededor del promedio. La desviación estándar tiene significado estadístico. Si se efectúa un gran número de mediciones, se espera que 68% de los valores medidos estén dentro de una desviación estándar del promedio, suponiendo solo errores aleatorios asociados con las mediciones.

EJERCICIO RESUELTO 4 **Cálculo de un promedio y una desviación estándar**

El porcentaje de carbono en una azúcar se mide cuatro veces: 42.01%, 42.28%, 41.79% y 42.25%. Calcule ***a***) el promedio y ***b***) la desviación estándar para estas mediciones.

SOLUCIÓN

a) El promedio se obtiene sumando las cantidades y luego dividiendo entre el número de mediciones:

$$\bar{x} = \frac{42.01 + 42.28 + 41.79 + 42.25}{4} = \frac{168.33}{4} = 42.08$$

b) La desviación estándar se encuentra empleando la ecuación anterior:

$$s = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^{N}(x_i - \bar{x})^2}{N - 1}}$$

Los datos se tabulan para apreciar con mayor claridad el cálculo de $\sum_{i=1}^{N}(x_i - \bar{x})^2$:

Porcentaje C	Diferencia entre medición y promedio, $(x_i - \bar{x})$	Cuadrado de la diferencia, $(x_i - \bar{x})^2$
42.01	$42.01 - 42.08 = -0.07$	$(-0.07)^2 = 0.005$
42.28	$42.28 - 42.08 = 0.20$	$(0.20)^2 = 0.040$
41.79	$41.79 - 42.08 = -0.29$	$(-0.29)^2 = 0.084$
42.25	$42.25 - 42.08 = 0.17$	$(0.17)^2 = 0.029$

La suma de las cantidades en la última columna es

$$\sum_{i=1}^{N}(x_i - \bar{x})^2 = 0.005 + 0.040 + 0.084 + 0.029 = 0.16$$

De esta forma, la desviación estándar es:

$$s = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^{N}(x_i - \bar{x})^2}{N - 1}} = \sqrt{\frac{0.16}{4 - 1}} = \sqrt{\frac{0.16}{3}} = \sqrt{0.053} = 0.23$$

De acuerdo con estas mediciones, sería adecuado representar el porcentaje medido de carbono como 42.08 ± 0.23.

APÉNDICE B

PROPIEDADES DEL AGUA

Densidad:	0.99987 g/mL a 0 °C 1.00000 g/mL a 4 °C 0.99707 g/mL a 25 °C 0.95838 g/mL a 100 °C
Calor (entalpía) de fusión:	6.008 kJ/mol a 0 °C
Calor (entalpía) de vaporización:	44.94 kJ/mol a 0 °C 44.02 kJ/mol a 25 °C 40.67 kJ/mol a 100 °C
Constante de ion-producto, K_w:	1.14×10^{-15} a 0 °C 1.01×10^{-14} a 25 °C 5.47×10^{-14} a 50 °C
Calor específico:	2.092 J/g-K = 2.092 J/g · °C para hielo a −3 °C 4.184 J/g-K = 4.184 J/g · °C para agua a 25 °C 1.841 J/g-K = 1.841 J/g · °C para vapor a 100 °C

Presión de vapor (torr) a diferentes temperaturas

T(°C)	P	*T*(°C)	P	*T*(°C)	P	*T*(°C)	P
0	4.58	21	18.65	35	42.2	92	567.0
5	6.54	22	19.83	40	55.3	94	610.9
10	9.21	23	21.07	45	71.9	96	657.6
12	10.52	24	22.38	50	92.5	98	707.3
14	11.99	25	23.76	55	118.0	100	760.0
16	13.63	26	25.21	60	149.4	102	815.9
17	14.53	27	26.74	65	187.5	104	875.1
18	15.48	28	28.35	70	233.7	106	937.9
19	16.48	29	30.04	80	355.1	108	1004.4
20	17.54	30	31.82	90	525.8	110	1074.6

CANTIDADES TERMODINÁMICAS PARA DETERMINADAS SUSTANCIAS A 298.15 K (25 °C)

Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/mol-K)
Aluminio			
$Al(s)$	0	0	28.32
$AlCl_3(s)$	−705.6	−630.0	109.3
$Al_2O_3(s)$	−1669.8	−1576.5	51.00
Azufre			
$S(s$, rómbico)	0	0	31.88
$S_8(g)$	102.3	49.7	430.9
$SO_2(g)$	−296.9	−300.4	248.5
$SO_3(g)$	−395.2	−370.4	256.2
$SO_4^{2-}(ac)$	−909.3	−744.5	20.1
$SOCl_2(l)$	−245.6	—	—
$H_2S(g)$	−20.17	−33.01	205.6
$H_2SO_4(ac)$	−909.3	−744.5	20.1
$H_2SO_4(l)$	−814.0	−689.9	156.1
Bario			
$Ba(s)$	0	0	63.2
$BaCO_3(s)$	−1216.3	−1137.6	112.1
$BaO(s)$	−553.5	−525.1	70.42
Berilio			
$Be(s)$	0	0	9.44
$BeO(s)$	−608.4	−579.1	13.77
$Be(OH)_2(s)$	−905.8	−817.9	50.21
Bromo			
$Br(g)$	111.8	82.38	174.9
$Br^-(ac)$	−120.9	−102.8	80.71
$Br_2(g)$	30.71	3.14	245.3
$Br_2(l)$	0	0	152.3
$HBr(g)$	−36.23	−53.22	198.49
Calcio			
$Ca(g)$	179.3	145.5	154.8
$Ca(s)$	0	0	41.4
$CaCO_3(s$, calcita)	−1207.1	−1128.76	92.88
$CaCl_2(s)$	−795.8	−748.1	104.6
$CaF_2(s)$	−1219.6	−1167.3	68.87
$CaO(s)$	−635.5	−604.17	39.75
$Ca(OH)_2(s)$	−986.2	−898.5	83.4
$CaSO_4(s)$	−1434.0	−1321.8	106.7
Carbono			
$C(g)$	718.4	672.9	158.0
$C(s$, diamante)	1.88	2.84	2.43
$C(s$, grafito)	0	0	5.69
$CCl_4(g)$	−106.7	−64.0	309.4
$CCl_4(l)$	−139.3	−68.6	214.4
$CF_4(g)$	−679.9	−635.1	262.3
$CH_4(g)$	−74.8	−50.8	186.3
$C_2H_2(g)$	226.77	209.2	200.8
$C_2H_4(g)$	52.30	68.11	219.4
$C_2H_6(g)$	−84.68	−32.89	229.5
$C_3H_8(g)$	−103.85	−23.47	269.9
$C_4H_{10}(g)$	−124.73	−15.71	310.0
$C_4H_{10}(l)$	−147.6	−15.0	231.0
$C_6H_6(g)$	82.9	129.7	269.2
$C_6H_6(l)$	49.0	124.5	172.8
$CH_3OH(g)$	−201.2	−161.9	237.6
$CH_3OH(l)$	−238.6	−166.23	126.8
$C_2H_5OH(g)$	−235.1	−168.5	282.7
$C_2H_5OH(l)$	−277.7	−174.76	160.7
$C_6H_{12}O_6(s)$	−1273.02	−910.4	212.1
$CO(g)$	−110.5	−137.2	197.9
$CO_2(g)$	−393.5	−394.4	213.6
$CH_3COOH(l)$	−487.0	−392.4	159.8
Cesio			
$Cs(g)$	76.50	49.53	175.6
$Cs(l)$	2.09	0.03	92.07
$Cs(s)$	0	0	85.15
$CsCl(s)$	−442.8	−414.4	101.2
Cloro			
$Cl(g)$	121.7	105.7	165.2
$Cl(ac)$	−167.2	−131.2	56.5
$Cl_2(g)$	0	0	222.96
$HCl(ac)$	−167.2	−131.2	56.5
$HCl(g)$	−92.30	−95.27	186.69

Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/mol-K)
Cobalto			
$Co(g)$	439	393	179
$Co(s)$	0	0	28.4
Cobre			
$Cu(g)$	338.4	298.6	166.3
$Cu(s)$	0	0	33.30
$CuCl_2(s)$	−205.9	−161.7	108.1
$CuO(s)$	−156.1	−128.3	42.59
$Cu_2O(s)$	−170.7	−147.9	92.36
Cromo			
$Cr(g)$	397.5	352.6	174.2
$Cr(s)$	0	0	23.6
$Cr_2O_3(s)$	−1139.7	−1058.1	81.2
Escandio			
$Sc(g)$	377.8	336.1	174.7
$Sc(s)$	0	0	34.6
Estroncio			
$SrO(s)$	−592.0	−561.9	54.9
$Sr(g)$	164.4	110.0	164.6
Flúor			
$F(g)$	80.0	61.9	158.7
$F(ac)$	−332.6	−278.8	−13.8
$F_2(g)$	0	0	202.7
$HF(g)$	−268.61	−270.70	173.51
Fósforo			
$P(g)$	316.4	280.0	163.2
$P_2(g)$	144.3	103.7	218.1
$P_4(g)$	58.9	24.4	280
$P_4(s$, rojo)	−17.46	−12.03	22.85
$P_4(s$, blanco)	0	0	41.08
$PCl_3(g)$	−288.07	−269.6	311.7
$PCl_3(l)$	−319.6	−272.4	217
$PF_5(g)$	−1594.4	−1520.7	300.8
$PH_3(g)$	5.4	13.4	210.2
$P_4O_6(s)$	−1640.1	—	—
$P_4O_{10}(s)$	−2940.1	−2675.2	228.9
$POCl_3(g)$	−542.2	−502.5	325
$POCl_3(l)$	−597.0	−520.9	222
$H_3PO_4(ac)$	−1288.3	−1142.6	158.2
Hidrógeno			
$H(g)$	217.94	203.26	114.60
$H^+(ac)$	0	0	0
$H^+(g)$	1536.2	1517.0	108.9
$H_2(g)$	0	0	130.58
Hierro			
$Fe(g)$	415.5	369.8	180.5
$Fe(s)$	0	0	27.15
$Fe^{2+}(ac)$	−87.86	−84.93	113.4
$Fe^{3+}(ac)$	−47.69	−10.54	293.3
$FeCl_2(s)$	−341.8	−302.3	117.9
$FeCl_3(s)$	−400	−334	142.3
$FeO(s)$	−271.9	−255.2	60.75
$Fe_2O_3(s)$	−822.16	−740.98	89.96
$Fe_3O_4(s)$	−1117.1	−1014.2	146.4
$FeS_2(s)$	−171.5	−160.1	52.92
Litio			
Li(g)	159.3	126.6	138.8
$Li(s)$	0	0	29.09
$Li^+(ac)$	−278.5	−273.4	12.2
$Li^+(g)$	685.7	648.5	133.0
$LiCl(s)$	−408.3	−384.0	59.30
Magnesio			
$Mg(g)$	147.1	112.5	148.6
$Mg(s)$	0	0	32.51
$MgCl_2(s)$	−641.6	−592.1	89.6
$MgO(s)$	−601.8	−569.6	26.8
$Mg(OH)_2(s)$	−924.7	−833.7	63.24
Manganeso			
$Mn(g)$	280.7	238.5	173.6
$Mn(s)$	0	0	32.0
$MnO(s)$	−385.2	−362.9	59.7
$MnO_2(s)$	−519.6	−464.8	53.14
$MnO_4^-(ac)$	−541.4	−447.2	191.2
Mercurio			
$Hg(g)$	60.83	31.76	174.89
$Hg(l)$	0	0	77.40
$HgCl_2(s)$	−230.1	−184.0	144.5
$Hg_2Cl_2(s)$	−264.9	−210.5	192.5
Níquel			
$Ni(g)$	429.7	384.5	182.1
$Ni(s)$	0	0	29.9
$NiCl_2(s)$	−305.3	−259.0	97.65
$NiO(s)$	−239.7	−211.7	37.99
Nitrógeno			
$N(g)$	472.7	455.5	153.3
$N_2(g)$	0	0	191.50
$NH_3(ac)$	−80.29	−26.50	111.3
$NH_3(g)$	−46.19	−16.66	192.5
$NH_4^+(ac)$	−132.5	−79.31	113.4
$N_2H_4(g)$	95.40	159.4	238.5
$NH_4CN(s)$	0.0	—	—
$NH_4Cl(s)$	−314.4	−203.0	94.6
$NH_4NO_3(s)$	−365.6	−184.0	151

Sustancia	ΔH_f° (kJ/mol)	ΔG_f° (kJ/mol)	S° (J/mol-K)
$NO(g)$	90.37	86.71	210.62
$NO_2(g)$	33.84	51.84	240.45
$N_2O(g)$	81.6	103.59	220.0
$N_2O_4(g)$	9.66	98.28	304.3
$NOCl(g)$	52.6	66.3	264
$HNO_3(ac)$	−206.6	−110.5	146
$HNO_3(g)$	−134.3	−73.94	266.4
Oxígeno			
$O(g)$	247.5	230.1	161.0
$O_2(g)$	0	0	205.0
$O_3(g)$	142.3	163.4	237.6
$OH^-(ac)$	−230.0	−157.3	−10.7
$H_2O(g)$	−241.82	−228.57	188.83
$H_2O(l)$	−285.83	−237.13	69.91
$H_2O_2(g)$	−136.10	−105.48	232.9
$H_2O_2(l)$	−187.8	−120.4	109.6
Plata			
$Ag(s)$	0	0	42.55
$Ag^+(ac)$	105.90	77.11	73.93
$AgCl(s)$	−127.0	−109.70	96.11
$Ag_2O(s)$	−31.05	−11.20	121.3
$AgNO_3(s)$	−124.4	−33.41	140.9
Plomo			
$Pb(s)$	0	0	68.85
$PbBr_2(s)$	−277.4	−260.7	161
$PbCO_3(s)$	−699.1	−625.5	131.0
$Pb(NO_3)_2(ac)$	−421.3	−246.9	303.3
$Pb(NO_3)_2(s)$	−451.9	—	—
$PbO(s)$	−217.3	−187.9	68.70
Potasio			
$K(g)$	89.99	61.17	160.2
$K(s)$	0	0	64.67
$KCl(s)$	−435.9	−408.3	82.7
$KClO_3(s)$	−391.2	−289.9	143.0
$KClO_3(ac)$	−349.5	−284.9	265.7
$K_2CO_3(s)$	−1150.18	−1064.58	155.44
$KNO_3(s)$	−492.70	−393.13	132.9
$K_2O(s)$	−363.2	−322.1	94.14
$KO_2(s)$	−284.5	−240.6	122.5
$K_2O_2(s)$	−495.8	−429.8	113.0
$KOH(s)$	−424.7	−378.9	78.91
$KOH(ac)$	−482.4	−440.5	91.6
Rubidio			
$Rb(g)$	85.8	55.8	170.0
$Rb(s)$	0	0	76.78
$RbCl(s)$	−430.5	−412.0	92
$RbClO_3(s)$	−392.4	−292.0	152
Selenio			
$H_2Se(g)$	29.7	15.9	219.0
Silicio			
$Si(g)$	368.2	323.9	167.8
$Si(s)$	0	0	18.7
$SiC(s)$	−73.22	−70.85	16.61
$SiCl_4(l)$	−640.1	−572.8	239.3
$SiO_2(s$, cuarzo)	−910.9	−856.5	41.84
Sodio			
$Na(g)$	107.7	77.3	153.7
$Na(s)$	0	0	51.45
$Na^+(ac)$	−240.1	−261.9	59.0
$Na^+(g)$	609.3	574.3	148.0
$NaBr(ac)$	−360.6	−364.7	141.00
$NaBr(s)$	−361.4	−349.3	86.82
$Na_2CO_3(s)$	−1130.9	−1047.7	136.0
$NaCl(ac)$	−407.1	−393.0	115.5
$NaCl(g)$	−181.4	−201.3	229.8
$NaCl(s)$	−410.9	−384.0	72.33
$NaHCO_3(s)$	−947.7	−851.8	102.1
$NaNO_3(ac)$	−446.2	−372.4	207
$NaNO_3(s)$	−467.9	−367.0	116.5
$NaOH(ac)$	−469.6	−419.2	49.8
$NaOH(s)$	−425.6	−379.5	64.46
$Na_2SO_4(s)$	−1387.1	−1270.2	149.6
Titanio			
$Ti(g)$	468	422	180.3
$Ti(s)$	0	0	30.76
$TiCl_4(g)$	−763.2	−726.8	354.9
$TiCl_4(l)$	−804.2	−728.1	221.9
$TiO_2(s)$	−944.7	−889.4	50.29
Vanadio			
$V(g)$	514.2	453.1	182.2
$V(s)$	0	0	28.9
Yodo			
$I(g)$	106.60	70.16	180.66
$I^-(ac)$	−55.19	−51.57	111.3
$I_2(g)$	62.25	19.37	260.57
$I_2(s)$	0	0	116.73
$HI(g)$	25.94	1.30	206.3
Zinc			
$Zn(g)$	130.7	95.2	160.9
$Zn(s)$	0	0	41.63
$ZnCl_2(s)$	−415.1	−369.4	111.5
$ZnO(s)$	−348.0	−318.2	43.9

APÉNDICE D

CONSTANTES DE EQUILIBRIO ACUOSO

TABLA D.1 • Constantes de disociación para ácidos a 25 °C

Nombre	Fórmula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Ácido acético	CH_3COOH (o $HC_2H_3O_2$)	1.8×10^{-5}		
Ácido arsénico	H_3AsO_4	5.6×10^{-3}	1.0×10^{-7}	3.0×10^{-12}
Ácido arsenioso	H_3AsO_3	5.1×10^{-10}		
Ácido ascórbico	$H_2C_6H_6O_6$	8.0×10^{-5}	1.6×10^{-12}	
Ácido benzoico	C_6H_5COOH (o $HC_7H_5O_2$)	6.3×10^{-5}		
Ácido bórico	H_3BO_3	5.8×10^{-10}		
Ácido butanoico	C_3H_7COOH (o $HC_4H_7O_2$)	1.5×10^{-5}		
Ácido carbónico	H_2CO_3	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
Ácido cianhídrico	HCN	4.9×10^{-10}		
Ácido ciánico	HCNO	3.5×10^{-4}		
Ácido cítrico	$HOOCC(OH)(CH_2COOH)_2$ (o $H_3C_6H_5O_7$)	7.4×10^{-4}	1.7×10^{-5}	4.0×10^{-7}
Ácido cloroacético	$CH_2ClCOOH$ (o $HC_2H_2O_2Cl$)	1.4×10^{-3}		
Ácido cloroso	$HClO_2$	1.1×10^{-2}		
Ácido fluorhídrico	HF	6.8×10^{-4}		
Ácido fórmico	HCOOH (o $HCHO_2$)	1.8×10^{-4}		
Ácido fosfórico	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.2×10^{-13}
Ácido hidrazoico	HN_3	1.9×10^{-5}		
Ácido hipobromoso	HBrO	2.5×10^{-9}		
Ácido hipocloroso	HClO	3.0×10^{-8}		
Ácido hipoyodoso	HIO	2.3×10^{-11}		
Ácido láctico	$CH_3CH(OH)COOH$ (o $HC_3H_5O_3$)	1.4×10^{-4}		
Ácido malónico	$CH_2(COOH)_2$ (o $H_2C_3H_2O_4$)	1.5×10^{-3}	2.0×10^{-6}	
Ácido nitroso	HNO_2	4.5×10^{-4}		
Ácido oxálico	$(COOH)_2$ (o $H_2C_2O_4$)	5.9×10^{-2}	6.4×10^{-5}	
Ácido paraperiódico	H_5IO_6	2.8×10^{-2}	5.3×10^{-9}	
Ácido pirofosfórico	$H_4P_2O_7$	3.0×10^{-2}	4.4×10^{-3}	2.1×10^{-7}
Ácido propiónico	C_2H_5COOH (o $HC_3H_5O_2$)	1.3×10^{-5}		
Ácido selenioso	H_2SeO_3	2.3×10^{-3}	5.3×10^{-9}	
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	Ácido fuerte	1.2×10^{-2}	
Ácido sulfuroso	H_2SO_3	1.7×10^{-2}	6.4×10^{-8}	
Ácido tartárico	$HOOC(CHOH)_2COOH$ (o $H_2C_4H_4O_6$)	1.0×10^{-3}		
Ácido yódico	HIO_3	1.7×10^{-1}		
Fenol	C_6H_5OH (o HC_6H_5O)	1.3×10^{-10}		
Ion cromato de hidrógeno	$HCrO_4^-$	3.0×10^{-7}		
Ion selenato de hidrógeno	$HSeO_4^-$	2.2×10^{-2}		
Peróxido de hidrógeno	H_2O_2	2.4×10^{-12}		
Sulfuro de hidrógeno	H_2S	9.5×10^{-8}	1×10^{-19}	

TABLA D.2 • Constantes de disociación para bases a 25 °C

Nombre	Fórmula	K_b
Amoniaco	NH_3	1.8×10^{-5}
Anilina	$C_6H_5NH_2$	4.3×10^{-10}
Dimetilamina	$(CH_3)_2NH$	5.4×10^{-4}
Etilamina	$C_2H_5NH_2$	6.4×10^{-4}
Hidrazina	H_2NNH_2	1.3×10^{-6}
Hidroxilamina	$HONH_2$	1.1×10^{-8}
Metilamina	CH_3NH_2	4.4×10^{-4}
Piridina	C_5H_5N	1.7×10^{-9}
Trimetilamina	$(CH_3)_3N$	6.4×10^{-5}

TABLA D.3 • Constantes de producto-solubilidad para compuestos a 25 °C

Nombre	Fórmula	K_{ps}	Nombre	Fórmula	K_{ps}
Carbonato de bario	$BaCO_3$	5.0×10^{-9}	Fluoruro de plomo(II)	PbF_2	3.6×10^{-8}
Cromato de bario	$BaCrO_4$	2.1×10^{-10}	Sulfato de plomo(II)	$PbSO_4$	6.3×10^{-7}
Fluoruro de bario	BaF_2	1.7×10^{-6}	Sulfuro de plomo(II)*	PbS	3×10^{-28}
Oxalato de bario	BaC_2O_4	1.6×10^{-6}	Hidróxido de magnesio	$Mg(OH)_2$	1.8×10^{-11}
Sulfato de bario	$BaSO_4$	1.1×10^{-10}	Carbonato de magnesio	$MgCO_3$	3.5×10^{-8}
Carbonato de cadmio	$CdCO_3$	1.8×10^{-14}	Oxalato de magnesio	MgC_2O_4	8.6×10^{-5}
Hidróxido de cadmio	$Cd(OH)_2$	2.5×10^{-14}	Carbonato de manganeso(II)	$MnCO_3$	5.0×10^{-10}
Sulfuro de cadmio*	CdS	8×10^{-28}	Hidróxido de manganeso(II)	$Mn(OH)_2$	1.6×10^{-13}
Carbonato de calcio (calcita)	$CaCO_3$	4.5×10^{-9}	Sulfuro de manganeso(II)*	MnS	2×10^{-53}
Cromato de calcio	$CaCrO_4$	4.5×10^{-9}	Cloruro de mercurio(I)	Hg_2Cl_2	1.2×10^{-18}
Fluoruro de calcio	CaF_2	3.9×10^{-11}	Yoduro de mercurio(I)	Hg_2I_2	$1.1 \times 10^{-1.1}$
Hidróxido de calcio	$Ca(OH)_2$	6.5×10^{-6}	Sulfuro de mercurio(II)*	HgS	2×10^{-53}
Fosfato de calcio	$Ca_3(PO_4)_2$	2.0×10^{-29}	Carbonato de níquel(II)	$NiCO_3$	1.3×10^{-7}
Sulfato de calcio	$CaSO_4$	2.4×10^{-5}	Hidróxido de níquel(II)	$Ni(OH)_2$	6.0×10^{-16}
Hidróxido de cromo(III)	$Cr(OH)_3$	1.6×10^{-30}	Sulfuro de níquel(II)*	NiS	3×10^{-20}
Carbonato de cobalto(II)	$CoCO_3$	1.0×10^{-10}	Bromato de plata	$AgBrO_3$	5.5×10^{-13}
Hidróxido de cobalto(II)	$Co(OH)_2$	1.3×10^{-15}	Bromuro de plata	AgBr	5.0×10^{-13}
Sulfuro de cobalto(II)*	CoS	5×10^{-22}	Carbonato de plata	Ag_2CO_3	8.1×10^{-12}
Bromuro de cobre(I)	CuBr	5.3×10^{-9}	Cloruro de plata	AgCl	1.8×10^{-10}
Carbonato de cobre(II)	$CuCO_3$	2.3×10^{-10}	Cromato de plata	Ag_2CrO_4	1.2×10^{-12}
Hidróxido de cobre(II)	$Cu(OH)_2$	4.8×10^{-20}	Yoduro de plata	AgI	8.3×10^{-17}
Sulfuro de cobre(II)*	CuS	6×10^{-37}	Sulfato de plata	Ag_2SO_4	1.5×10^{-5}
Carbonato de hierro(II)	$FeCO_3$	2.1×10^{-11}	Sulfuro de plata*	Ag_2S	6×10^{-51}
Hidróxido de hierro(II)	$Fe(OH)_2$	7.9×10^{-16}	Carbonato de estroncio	$SrCO_3$	9.3×10^{-10}
Fluoruro de lantano	LaF_3	2×10^{-19}	Sulfuro de estaño(II)*	SnS	1×10^{-26}
Yodato de lantano	$La(IO_3)_3$	7.4×10^{-14}	Carbonato de zinc	$ZnCO_3$	1.0×10^{-10}
Carbonato de plomo(II)	$PbCO_3$	7.4×10^{-14}	Hidróxido de zinc	$Zn(OH)_2$	3.0×10^{-16}
Cloruro de plomo(II)	$PbCl_2$	1.7×10^{-5}	Oxalato de zinc	ZnC_2O_4	2.7×10^{-8}
Cromato de plomo(II)	$PbCrO_4$	2.8×10^{-13}	Sulfuro de zinc*	ZnS	2×10^{-25}

*Para una solubilidad de equilibrio del tipo $MS(s) + H_2O(l) \rightleftharpoons M^{2+}(ac) + HS^-(ac) + OH^-(ac)$

APÉNDICE E

POTENCIALES ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN A 25 °C

Semirreacción	$E°$(V)
$Ag^+(ac) + e^- \longrightarrow Ag(s)$	+0.799
$AgBr(s) + e^- \longrightarrow Ag(s) + Br^-(ac)$	+0.095
$AgCl(s) + e^- \longrightarrow Ag(s) + Cl^-(ac)$	+0.222
$Ag(CN)_2^-(ac) + e^- \longrightarrow Ag(s) + 2\,CN^-(ac)$	−0.31
$Ag_2CrO_4(s) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Ag(s) + CrO_4^{2-}(ac)$	+0.446
$AgI(s) + e^- \longrightarrow Ag(s) + I^-(ac)$	−0.151
$Ag(S_2O_3)_2^{3-}(ac) + e^- \longrightarrow Ag(s) + 2\,S_2O_3^{2-}(ac)$	+0.01
$Al^{3+}(ac) + 3\,e^- \longrightarrow Al(s)$	−1.66
$H_3AsO_4(ac) + 2\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow H_3AsO_3(ac) + H_2O(l)$	+0.559
$Ba^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Ba(s)$	−2.90
$BiO^+(ac) + 2\,H^+(ac) + 3\,e^- \longrightarrow Bi(s) + H_2O(l)$	+0.32
$Br_2(l) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Br^-(ac)$	+1.065
$2\,BrO_3^-(ac) + 12\,H^+(ac) + 10\,e^- \longrightarrow Br_2(l) + 6\,H_2O(l)$	+1.52
$2\,CO_2(g) + 2\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow H_2C_2O_4(ac)$	−0.49
$Ca^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Ca(s)$	−2.87
$Cd^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Cd(s)$	−0.403
$Ce^{4+}(ac) + e^- \longrightarrow Ce^{3+}(ac)$	+1.61
$Cl_2(g) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Cl^-(ac)$	+1.359
$2\,HClO(ac) + 2\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Cl_2(g) + 2\,H_2O(l)$	+1.63
$ClO^-(ac) + H_2O(l) + 2\,e^- \longrightarrow Cl^-(ac) + 2\,OH^-(ac)$	+0.89
$2\,ClO_3^-(ac) + 12\,H^+(ac) + 10\,e^- \longrightarrow Cl_2(g) + 6\,H_2O(l)$	+1.47
$Co^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Co(s)$	−0.277
$Co^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow Co^{2+}(ac)$	+1.842
$Cr^{3+}(ac) + 3\,e^- \longrightarrow Cr(s)$	−0.74
$Cr^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow Cr^{2+}(ac)$	−0.41
$CrO_7^{2-}(ac) + 14\,H^+(ac) + 6\,e^- \longrightarrow 2\,Cr^{3+}(ac) + 7\,H_2O(l)$	+1.33
$CrO_4^{2-}(ac) + 4\,H_2O(l) + 3\,e^- \longrightarrow Cr(OH)_3(s) + 5\,OH^-(ac)$	−0.13
$Cu^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Cu(s)$	+0.337
$Cu^{2+}(ac) + e^- \longrightarrow Cu^+(ac)$	+0.153
$Cu^+(ac) + e^- \longrightarrow Cu(s)$	+0.521
$CuI(s) + e^- \longrightarrow Cu(s) + I^-(ac)$	−0.185
$F_2(g) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,F^-(ac)$	+2.87
$Fe^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Fe(s)$	−0.440
$Fe^{3+}(ac) + e^- \longrightarrow Fe^{2+}(ac)$	+0.771
$Fe(CN)_6^{3-}(ac) + e^- \longrightarrow Fe(CN)_6^{4-}(ac)$	+0.36
$2\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g)$	0.000
$2\,H_2O(l) + 2\,e^- \longrightarrow H_2(g) + 2\,OH^-(ac)$	−0.83
$HO_2^-(ac) + H_2O(l) + 2\,e^- \longrightarrow 3\,OH^-(ac)$	+0.88
$H_2O_2(ac) + 2\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,H_2O(l)$	+1.776
$Hg_2^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Hg(l)$	+0.789
$2\,Hg^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Hg_2^{2+}(ac)$	+0.920
$Hg^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Hg(l)$	+0.854
$I_2(s) + 2\,e^- \longrightarrow 2\,I^-(ac)$	+0.536
$2\,IO_3^-(ac) + 12\,H^+(ac) + 10\,e^- \longrightarrow I_2(s) + 6\,H_2O(l)$	+1.195
$K^+(ac) + e^- \longrightarrow K(s)$	−2.925
$Li^+(ac) + e^- \longrightarrow Li(s)$	−3.05
$Mg^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Mg(s)$	−2.37
$Mn^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Mn(s)$	−1.18
$MnO_2(s) + 4\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 2\,H_2O(l)$	+1.23
$MnO_4^-(ac) + 8\,H^+(ac) + 5\,e^- \longrightarrow Mn^{2+}(ac) + 4\,H_2O(l)$	+1.51
$MnO_4^-(ac) + 2\,H_2O(l) + 3\,e^- \longrightarrow MnO_2(s) + 4\,OH^-(ac)$	+0.59
$HNO_2(ac) + H^+(ac) + e^- \longrightarrow NO(g) + H_2O(l)$	+1.00
$N_2(g) + 4\,H_2O(l) + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-(ac) + N_2H_4(ac)$	−1.16
$N_2(g) + 5\,H^+(ac) + 4\,e^- \longrightarrow N_2H_5^+(ac)$	−0.23
$NO_3^-(ac) + 4\,H^+(ac) + 3\,e^- \longrightarrow NO(g) + 2\,H_2O(l)$	+0.96
$Na^+(ac) + e^- \longrightarrow Na(s)$	−2.71
$Ni^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Ni(s)$	−0.28
$O_2(g) + 4\,H^+(ac) + 4\,e^- \longrightarrow 2\,H_2O(l)$	+1.23
$O_2(g) + 2\,H_2O(l) + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-(ac)$	+0.40
$O_2(g) + 2\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow H_2O_2(ac)$	+0.68
$O_3(g) + 2\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow O_2(g) + H_2O(l)$	+2.07
$Pb^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Pb(s)$	−0.126
$PbO_2(s) + HSO_4^-(ac) + 3\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow PbSO_4(s) + 2\,H_2O(l)$	+1.685
$PbSO_4(s) + H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Pb(s) + HSO_4^-(ac)$	−0.356
$PtCl_4^{2-}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Pt(s) + 4\,Cl^-(ac)$	+0.73
$S(s) + 2\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow H_2S(g)$	+0.141
$H_2SO_3(ac) + 4\,H^+(ac) + 4\,e^- \longrightarrow S(s) + 3\,H_2O(l)$	+0.45
$HSO_4^-(ac) + 3\,H^+(ac) + 2\,e^- \longrightarrow H_2SO_3(ac) + H_2O(l)$	+0.17
$Sn^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Sn(s)$	−0.136
$Sn^{4+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Sn^{2+}(ac)$	+0.154
$VO_2^+(ac) + 2\,H^+(ac) + e^- \longrightarrow VO^{2+}(ac) + H_2O(l)$	+1.00
$Zn^{2+}(ac) + 2\,e^- \longrightarrow Zn(s)$	−0.763

CRÉDITOS DE FOTOGRAFÍAS Y DE ARTE

CAPÍTULO 1: Foto inicial: J. Hester/NASA **1.1** Eric Schrader - Pearson Science **1.6** Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc. **1.7b** Richard Megna/Fundamental Photographs **1.10a** Pearson Education **1.10b-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **1.11a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **1.13a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **1.16** Wilson Ho/University of California Irvine **1.17a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **1.20** Radium Institute/Emilio Segre Archives **1.20a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **1.21** Reserve Bank of New Zealand **1.28** Pal Hermansen/Getty Images **1.35** Emilio Segre Archives **1.37a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **1.40** Dr. Nicola Pinna **1.41** Emilio Segre Archives **1.55** Medical Body Scans/Photo Researchers, Inc.

CAPÍTULO 2: Foto inicial: Steven Puetzer/Getty Images **2.5** University of California Berkeley/Emilio Segre Archives **2.18** iStockphoto **2.20b** Richard Megna/Fundamental Photographs **2.21** SPL/Photo Researchers, Inc. **2.22a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **2.23** Andrew Lambert Photography/Photo Researchers, Inc. **2.24** Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc. **2.25a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **2.26a-b** David Taylor/Photo Researchers, Inc. **2.26c** Andrew Lambert Photography/Photo Researchers, Inc. **2.27** iStockphoto **2.28** Write Stuff Syndicate **2.29** Richard Megna/Fundamental Photographs **2.30** Eric Schrader - Pearson Science **2.32** Richard Meg-na/Fundamental Photographs

CAPÍTULO 3: 3.1 Shutterstock **3.15** Bettmann/Corbis **3.25** Ted Kinsman/Photo Researchers, Inc. **3.26** Eric Schrader - Pearson Science

CAPÍTULO 4: Foto inicial: Charles D. Winters/Photo Researchers **4.4** Eric Schrader - Pearson Science **4.7a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs

CAPÍTULO 5: Foto inicial: Shutterstock **5.6a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **5.7** Donald Johnston/Getty Images **5.8** Richard Megna/Fundamental Photographs **5.10** Richard Megna/Fundamental Photographs **p. 110** Richard Megna/Fundamental Photographs

CAPÍTULO 6: 6.4a-c Eric Schrader - Pearson Science **6.7** Tom Bochsler - Pearson Education **6.8a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **6.9** Richard Megna/Fundamental Photographs **6.11a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **6.12** Richard Megna/Fundamental Photographs **6.18** Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc. **6.30** Richard Megna/Fundamental Photographs **6.31b** Shutterstock **6.35** Oliver Meckes & Nicole Ottawa/Photo Researchers, Inc.

CAPÍTULO 7: Foto inicial: Shutterstock **7.1a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **7.2a-c** Richard Megna/Fundamental Photographs **7.3** AP Photo/Jim Cole **7.4a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **7.5a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **7.6** Richard Megna/Fundamental Photographs **7.15** Michael Faraday, óleo por Thomas Phillips **7.30** Oberlin College Archives

CAPÍTULO 8: Foto inicial: Paulo Fridman/Bloomberg por medio de Getty Images **8.8a-b** Richard Megna/Fundamental Photographs **8.14a-b** Charles D. Winters/Photo Researchers, Inc. **8.15** Corbis/Bettmann **8.20** iStockphoto **8.24** Eric Schrader - Pearson Science

ÍNDICE ANALÍTICO

A

Absorción, 267
Actínidos, 56
Adsorción, 267
Afinidad(es), 86
  electrónicas, 86
Agente(s)
  oxidante(s), 282, 283, 301
  reductor, 282-283, 301
Agua
  compuestos
    iónicos en, 232
    moleculares en, 233
  electrólisis del, 10
Alimentos, 370
Alótropos, 98
Aluminio, 68
  electrometalurgia del, 325
Análisis por combustión, 206
Anemia, 269
Angstrom, 23
Anión(es), 164, 170
Ánodo, 292
  de sacrificio, 322
Átomo(s), 6, 16
  de hidrógeno, estados de energía del, 37
  modelo nuclear del, 21
  polielectrónicos, 50
Avogadro, número de, 197

B

Balanceo de ecuaciones, 186
  químicas, 188
Batería(s), 316
  alcalina, 317
  de níquel-cadmio, 317
  de plomo y ácido, 316
Benceno, 134
  resonancia del, 134
Biocombustibles, 374
Bioenergía, 334
Biomasa, 373
Bohr, modelo de, 35, 37, 39
Bomba calorífica, 358
Born-Haber, ciclo de, 117

C

Cálculo(s)
  de energías de red, 117
  de la molalidad, 249
  estequiométricos, 209
Calor, 339
  específico, 355
  y trabajo, relación entre, 341
Calorimetría, 355
  a presión constante, 356
Cambio(s)
  de energía, 234
  de estado, 13
  físicos, 12
  químico(s), 12, 13
Capa electrónica, 44
Capacidad calorífica, 355
  molar, 355
Carácter metálico, 89
Carga(s)
  de iones, 116
  electrónica, 22
  formal, 130
  nuclear efectiva, 72-73
Catión(es), 78, 164, 169
  tamaño de, 79
Cátodo, 292
Celda(s)
  de combustible, 316
    de hidrógeno, 318
  de concentración, 312
  electrolíticas, 323
  primarias, 316
  secundarias, 316
  solares, 375
  voltaica(s), 291, 294
Células falciformes, 269
Ciclo de Born-Haber, 117
Clasificación
  de elementos químicos, 65
  de la materia, 7
Coagulación, 269
Cobre metálico, 282
Coloides, 265
  hidrofílicos, 267
  hidrofóbicos, 267
Combinación, reacciones de, 190
Combustible(s), 372
  celdas de, 316
  fósiles, 373
Combustión
  análisis por, 206
  reacciones de, 192
Componentes de la mezcla, 10
Comportamiento
  de no metales, 98
  ondulatorio de la materia, 39
  periódico
    de metales, 89
    de metaloides, 89
    de no metales, 89
Composición
  constante, ley de la, 10, 16
  porcentual, 195
Compuesto(s), 8, 9
  inorgánicos, 168
  iónicos, 166
    en agua, 232
  moleculares, 163
    binarios, 177
    en agua, 233
  orgánicos, 161
Concentración
  celda de, 312
  de las disoluciones, 247
  unidades de, 250
Conceptos, conjunción de, 375
Configuraciones electrónicas, 53
  condensadas, 55
  de iones, 84, 115
Congelación, disminución del punto de, 258
Constante
  de equilibrio, 306
  de Faraday, 306
  de pantalla, 72
  de Planck, 33
  molal, 257
    de disminución del punto de congelación, 258
Contaminación térmica, 245
Conversión
  entre diferentes unidades de concentración, 250
  entre masas
    y moles, 200
    y números de partículas, 201
Corrosión, 320
  del hierro, 320
    prevención de la, 321
Coulombs, 324
Covalente, 111
Crenación, 261
Cristalización, 237
Cromatografía, 14
Cuanto, 33

D

Dalton, teoría atómica de, 17
Densidad
  de energía, 318
  de probabilidad, 43
    radial, 46
  electrónica, 43
Descomposición, reacción de, 191
Destilación, 14
Determinación de la masa molar, 262
Diálisis, 269
Diferencia de potencial, 296
Difracción de rayos X, 40
Diodos emisores de luz, 66
Dioxígeno, 98
Disminución del punto de congelación, 258
Disolución(es), 11, 227
  ácida, ecuaciones rédox en una, 288
  básica, ecuaciones para reacciones en una, 289
  de electrolitos, 264
  hipertónica, 260
  hipotónica, 261
  ideal, 255
  insaturada, 239
  saturadas y solubilidad, 237

Disolvente, 228
masa de, 249
volátil, partículas del, 254
Dispersión(es)
coloides, 266
fuerzas de, 146, 152
Distribución
instantánea, 146
promedio, 146,

E

Ebullición, puntos de, 146
Ecuación(es)
balanceo de, 186
de Nernst, 310
para reacciones en una disolución básica, 289
por método de las semirreacciones, 286
químicas, 185
balanceo de, 188
rédox, 285
en una disolución ácida, 288
Edema, 262
Efecto(s)
de la presión, 242
de la temperatura, 244
de las fuerzas intermoleculares, 229
de pantalla, 72
fotoeléctrico, 34
Tyndall, 266
Electrocardiografía, 314
Electrodeposición, 323
Electrodo(s), 292
estándar de hidrógeno, 297
Electrólisis, 323
aspectos cuantitativos de la, 324
del agua, 10
reacción de, 323
Electrolito(s), 230-231
débiles, 233
fuertes, 233
y débiles, 233
tipos de, 230
Electrometalurgia del aluminio, 325
Electrón(es), 18
de valencia, 111, 136
Electronegatividad, 87, 121
Electroquímica, 277
Elemento(s), 6, 8, 9
actínidos, 56
de transición, 56
lantánidos, 56
metálicos, 70
no metálicos, 70
químicos, clasificación de, 65
Eliminación de las partículas coloides, 269
Energía(s), 334, 335, 341
cinética, 335-336
cuantizada, 33
de ionización, 81, 83
de red, 114
de un fotón, 35
densidad de, 318
electrónica, 80
entalpía y trabajo, 350
interna, 341
libre, 305, 306
nuclear, 373
potencial, 335-336
electroestática, 336
radiante, 29
renovable, fuentes de, 373
solar, 373
Enlace(s)
covalente(s), 110, 118, 126
fuerza de, 138
no polar, 121
polar, 121
de hidrógeno, 148, 149
entalpía de, 138
iónicos, 110, 112, 126
metálicos, 110
múltiples, 120
químico, 109
radio atómico de, 76
sencillo, 120
triple, 120
Entalpía(s), 347, 352, 353
de enlace, 138
de formación, 361, 364
de fusión, 363
de reacción, 139, 351
estándar, 364
de formación, 364
Entorno, 339
y sistema, 338
Equilibrio químico, 233
Equivalente químico, 250
Espectro(s), 36
continuo, 36
de línea(s), 35, 36
de masa, 28
electromagnético, 30
Espín electrónico, 50-51
Estado(s)
cambios de, 13
de energía del átomo de hidrógeno, 37
de la materia, 7
de los reactivos y productos, 188
de oxidación, 279
Estequiometría, 183, 185
Estructura(s)
atómica, 3, 18
de Lewis, 119, 127
de resonancia, 132
Excepciones a la regla de octeto, 135
Explicación tentativa, 15

F

Factores que afectan la solubilidad, 239
Fem, 296, 306
estándar, 296
Filtración, separación por, 14
Fluido
extracelular, 314
intracelular, 314
Flujo, 231
Formación
de disolución(es), 229, 234, 237
entalpías de, 361, 364
Fórmula(s)
de compuestos iónicos, 169
empíricas, 163, 205
del compuesto, 204
moleculares, 163, 205, 206
y empíricas, 163
químicas, 163
unidades, 195
Fotón(es), 33, 34
energía de un, 35
Fracción molar, 248
Frecuencia de onda, 30
Fuentes de energía renovable, 373
Fuerza(s), 339
de dispersión, 146, 152
de enlaces covalentes, 138
dipolo-dipolo, 148
electromotriz, 296
intermoleculares, 145, 152
efecto de las, 229
ion-dipolo, 152
Función(es)
de estado, 344
de ondas, 43
de probabilidad radial, 46
trabajo, 34
Fusión
entalpías de, 363
puntos de, 146

G

Gas(es), 7
de la sangre, 244
mezclado de los, 229
monoatómicos, 98
natural, 373
nobles, 98, 178
solubilidad de los, 244
Grupo(s), 70
de oxígeno, 98

H

Halógenos, 98
Hemoglobina, 269
Hemólisis, 261
Henry, ley de, 243
Herrumbre, 320
Hess, ley de, 361-362
Hidratación, 230
Hidroeléctrica, 373
Hidrógeno, 98
celdas de combustible de, 318
electrodo estándar de, 297
enlace de, 148, 149
Hidruro(s)
intersticiales, 175
iónicos, 174
metálicos, 174
moleculares, 175
Hierro
galvanizado, 322
prevención de corrosión del, 321
Hipótesis, 15

I

Incertidumbre, principio de, 41-42
Industria química, y la química, 5
Inercia química del oro, 285
Interacción(es)
  disolventes-disolventes, 230
  disolvente-soluto, 230
  intermoleculares, 229
  soluto-disolvente, 240
Ion(es), 164
  cargas de, 116
  clorato, 170
  de metales de transición, 118
  de plata, 282
  hidruro, 94
  movimiento de, 80
  poliatómicos, 165
  y compuestos iónicos, 164
Ionización, 83
  energía de, 81
Isótopos, 25

J

Joule, 338

L

Lantánidos, 56
Latidos cardiacos, 314
Lewis
  estructuras de, 119, 127
  símbolo de, 111
Ley(es)
  científica, 15
  de Henry, 243
  de Hess, 361-362
  de la composición constante, 10, 16
  de la conservación de la masa, 16
  de las proporciones
    definidas, 10
    múltiples, 16
  de Raoult, 254
Limitaciones del modelo de Bohr, 39
Líquido(s), 7
  inmiscibles, 240
  miscibles, 240
Longitud
  de enlace, 142
  de onda, 30
Luz, 66
  velocidad de la, 29

M

Magnitudes de la energía de red, 115
Masa(s)
  atómica, 26
    unidad de, 23, 26
  de disolvente, 249
  espectrómetro de, 28
  fórmula, 194
  ley de la conservación de la, 16
  molar, 199
    determinación de la, 262
  molecular(es), 198, 194, 195
  y moles, conversión entre, 200
  y número de partículas, conversión de, 201
Materia, 6
  clasificación de la, 7
  comportamiento ondulatorio de la, 39
  estado(s) de la, 7
  propiedades de la, 12
  teoría atómica de la, 16
Materiales semipermeables, 260
Mecánica cuántica, 43
Medición y el principio de incertidumbre, 42
Metal(es), 70, 90, 280, 281
  alcalino(s), 93
    reacción de un, 95
  alcalinotérreos, 93, 96
  de ácidos, 174, 175
  de transición, 56, 169
    iones de, 118
Metaloides, 70, 92
Método
  científico, 15
  de las semirreacciones, ecuaciones por, 286
Mezcla(s), 10
  componentes de la, 10
  heterogéneas, 11
  homogéneas, 11
  separación de, 14
Mezclado
  de los gases, 229
  tendencia natural hacia el, 229
Modelo
  de Bohr, 35, 37, 39
  nuclear, 21
    del átomo, 21
Mol, 197
Molalidad, 248-249
Molaridad, 248
Molécula(s), 6, 163
  diatómica, 163
  polar, 123
Momento(s), 40
  dipolar, 123
Movimiento de iones, 80

N

Neutrones, 21
No electrolito, 231
No metales, 70, 91, 98
Nomenclatura(s), 161
  de compuestos inorgánicos, 168
  química, 168, 178
Normalidad, 250
Núcleo, 21
Número(s)
  atómico, 24, 68
  cuántico(s), 44
    magnético, 44
    principal, 44
  de Avogadro, 197
  de espín cuántico magnético, 51
  de masa, 25
    e isótopos, 24
  impar de electrones, 136

O

Octeto, regla del, 111
Onda(s)
  de materia, 40
  estacionarias, 43
  frecuencia de, 30
  longitud de, 30
Orbitales, 44, 46, 48, 49
  atómicos, 43
  de valencia, 66
  y sus energías, 50
Orín, 320
Ósmosis, 260
Oxianiones, 170, 178
Oxidación, 278
  estados de, 279
  reacciones de, 193
  -reducción, 278
Oxidante, 282
Óxidos
  metálicos, 91
  no metálicos, 92
Ozono, 98, 163

P

Pantalla, efecto de, 72
Partes
  por billón, 247
  por millón, 247
Partícula(s)
  del disolvente volátil, 254
  del soluto no volátil, 254
  subatómicas, 18
Pauli, principio de exclusión de, 50, 51
Periodo(s), 69
Peso equivalente, 250
Petróleo, 373
Plata, ion de, 282
Polaridad de enlace, 121
Polarizabilidad, 147
Porcentaje en masa, 247
Potencial(es)
  de celda(s), 296
    en condiciones no estándar, 309
    estándar, 296
  estándar de reducción, 297
Predicción de cargas iónicas, 165
Prefijos griegos, 177
Presión
  atmosférica, 350
  de vapor, 254
  efectos de la, 242
  osmótica, 260
Prevención de corrosión del hierro, 321
Primera ley de la termodinámica, 341
Principio(s)
  de exclusión de Pauli, 50, 51
  de incertidumbre, 41-42
Probabilidad
  densidad de, 43
  radial, 46
Procesos
  endotérmicos, 344
  exotérmicos, 344
Productos, 185
Propiedad(es), 6
  coligativas, 253, 264
  de la materia, 12

extensivas, 12
físicas, 12
intensivas, 12
periódicas, 72
químicas, 12
Proporciones
definidas, ley de las, 10
múltiples, ley de las, 16
Protección catódica, 322
Protones, 21
Puente salino, 293
Punto(s)
de congelación de la disolución, 258
de ebullición, 146, 256, 257
de la disolución, 257
elevación del, 256
de fusión, 146

Q

Química, 5
y la industria química, 5

R

Radiación electromagnética, 29
Radiactividad, 20
Radio(s)
atómico(s), 76, 77
de enlace, 76
no enlanzante, 76
y iónicos, 78
covalente, 76
de Van der Waals, 76
iónico(s), 76, 78
Rayos
catódicos, 18
electrónicos, 18
Reacción(es)
de combinación, 190
y descomposición, 190
de combustión, 192
de descomposición, 190, 191
de electrólisis, 323
de oxidación, 193
-reducción, 279
de sustitución
doble, 192
simple, 192
de un metal alcalino, 95
del cobre metálico con ion de plata, 282
entalpías de, 139
química(s), 13, 183, 190, 237
y estequiometría, 183
rédox, 305
Reactivos, 185
limitantes, 214
Red, energía de, 114-115, 117
Reductor, 282
Regla
de Hund, 53
del octeto, 111
excepciones a la, 135
Reino
macroscópico, 7
submicroscópico, 7
Relación entre calor y trabajo, 341
Rendimiento(s)
porcentual, 216
real, 216
teóricos, 216
Representación
de las estructuras de Lewis, 127
de orbitales, 46
Resonancia
del benceno, 134
estructuras de, 132

S

Semirreacciones, 286
Separación
de mezclas, 14
por filtración, 14
Serie isoelectrónica, 79
Silicio, 68
Símbolo de Lewis, 111
Sistema(s), 339
abiertos, 339
cerrados, 339
y entorno, 338
Sobresaturación, 239
Sólidos, 7
Solubilidad, 238
de los gases, 244
de solutos sólidos, 244
del O_2, 245
y disoluciones saturadas, 237
Soluto(s), 228
no volátil, partículas del, 254
sólidos, solubilidad de, 244
Solvatación, 230, 232
Subcapa, 44
Subíndices, 206
Sustancias puras, 8

T

Tabla periódica, 9, 67, 69
Tamaño
atómico, 23
de cationes, 79
Temperatura, efectos de la, 244
Tendencias periódicas de los radios
atómicos, 77
iónicos, 78
Teoría(s), 15
atómica
de Dalton, 17
de la materia, 16
cuantitativa, 3
Termodinámica, 335
primera ley de la, 341
Termoquímica, 333, 335
Tierras raras, 56
Tipos de electrolitos, 230
Trabajo, 335, 339
eléctrico, 308
presión-volumen, 348, 350
Transferencia de energía, 339
Transición, metales de, 56, 169
Transporte activo, 262

U

Unidad(s)
de concentración, 227, 250
de energía, 336
de masa atómica, 23, 26
fórmula, 195

V

Valencia
electrones de, 111, 136
orbitales de, 66
Valor energético, 370
Van der Waals, radio de, 76
Vapor, presión de, 254
Velocidad de la luz, 29

Factores de conversión y relaciones útiles

Longitud

Unidad del SI: metro (m)

$$1\ \text{km} = 0.62137\ \text{mi}$$
$$1\ \text{mi} = 5280\ \text{ft}$$
$$= 1.6093\ \text{km}$$
$$1\ \text{m} = 1.0936\ \text{yd}$$
$$1\ \text{in} = 2.54\ \text{cm (exactamente)}$$
$$1\ \text{cm} = 0.39370\ \text{in}$$
$$1\ \text{Å} = 10^{-10}\ \text{m}$$

Masa

Unidad del SI: kilogramo (kg)

$$1\ \text{kg} = 2.2046\ \text{lb}$$
$$1\ \text{lb} = 453.59\ \text{g}$$
$$= 16\ \text{oz}$$
$$1\ \text{uma} = 1.660538782 \times 10^{-24}\ \text{g}$$

Temperatura

Unidad del SI: Kelvin (K)

$$0\ \text{K} = -273.15\ ^\circ\text{C}$$
$$= -459.67\ ^\circ\text{F}$$
$$\text{K} = {}^\circ\text{C} + 273.15$$
$$^\circ\text{C} = \tfrac{5}{9}(^\circ\text{F} - 32^\circ)$$
$$^\circ\text{F} = \tfrac{9}{5}\,^\circ\text{C} + 32^\circ$$

Energía (derivada)

Unidad del SI: Joule (J)

$$1\ \text{J} = 1\ \text{kg-m}^2/\text{s}^2$$
$$= 0.2390\ \text{cal}$$
$$= 1\ \text{C-V}$$
$$1\ \text{cal} = 4.184\ \text{J}$$
$$1\ \text{eV} = 1.602 \times 10^{-19}\ \text{J}$$

Presión (derivada)

Unidad del SI: Pascal (Pa)

$$1\ \text{Pa} = 1\ \text{N/m}^2$$
$$= 1\ \text{kg/m-s}^2$$
$$1\ \text{atm} = 1.01325 \times 10^5\ \text{Pa}$$
$$= 760\ \text{torr}$$
$$= 14.70\ \text{lb/in}^2$$
$$1\ \text{bar} = 10^5\ \text{Pa}$$
$$1\ \text{torr} = 1\ \text{mm Hg}$$

Volumen (derivada)

Unidad del SI: metro cúbico (m^3)

$$1\ \text{L} = 10^{-3}\ \text{m}^3$$
$$= 1\ \text{dm}^3$$
$$= 10^3\ \text{cm}^3$$
$$= 1.0567\ \text{qt}$$
$$1\ \text{gal} = 4\ \text{qt}$$
$$= 3.7854\ \text{L}$$
$$1\ \text{cm}^3 = 1\ \text{mL}$$
$$1\ \text{in}^3 = 16.4\ \text{cm}^3$$

Iones comunes

Iones positivos (cationes)

1+

amonio (NH_4^+)
cesio (Cs^+)
cobre(I) o cuproso (Cu^+)
hidrógeno (H^+)
litio (Li^+)
potasio (K^+)
plata (Ag^+)
sodio (Na^+)

2+

bario (Ba^{2+})
cadmio (Cd^{2+})
calcio (Ca^{2+})
cromo(II) o cromoso (Cr^{2+})
cobalto(II) o cobaltoso (Co^{2+})
cobre(II) o cúprico (Cu^{2+})
hierro(II) o ferroso (Fe^{2+})
plomo(II) o plumboso (Pb^{2+})
magnesio (Mg^{2+})
manganeso(II) o manganoso (Mn^{2+})
mercurio(I) o mercuroso (Hg_2^{2+})
mercurio(II) o mercúrico (Hg^{2+})
estroncio (Sr^{2+})
níquel(II) (Ni^{2+})
estaño(II) o estañoso (Sn^{2+})
zinc (Zn^{2+})

3+

aluminio (Al^{3+})
cromo(III) o crómico (Cr^{3+})
hierro(III) o férrico (Fe^{3+})

Iones negativos (aniones)

1−

acetato (CH_3COO^- o $C_2H_3O_2^-$)
bromuro (Br^-)
clorato (ClO_3^-)
cloruro (Cl^-)
cianuro (CN^-)
dihidrógeno fosfato ($H_2PO_4^-$)
fluoruro (F^-)
hidruro (H^-)
hidrógeno carbonato o bicarbonato (HCO_3^-)
hidrógeno sulfito o bisulfito (HSO_3^-)
hidróxido (OH^-)
yoduro (I^-)
nitrato (NO_3^-)
nitrito (NO_2^-)
perclorato (ClO_4^-)
permanganato (MnO_4^-)
tiocianato (SCN^-)

2−

carbonato (CO_3^{2-})
cromato (CrO_4^{2-})
dicromato ($Cr_2O_7^{2-}$)
hidrógeno fosfato (HPO_4^{2-})
óxido (O^{2-})
peróxido (O_2^{2-})
sulfato (SO_4^{2-})
sulfuro (S^{2-})
sulfito (SO_3^{2-})

3−

arsenato (AsO_4^{3-})
fosfato (PO_4^{3-})

Constantes fundamentales*

Unidad de masa atómica	1 uma	$= 1.660538782 \times 10^{-27}$ kg
	1 g	$= 6.02214179 \times 10^{23}$ uma
Número de Avogadro	N_A	$= 6.02214179 \times 10^{23}$/mol
Constante de Boltzmann	k	$= 1.3806504 \times 10^{-23}$ J/K
Carga del electrón	e	$= 1.602176487 \times 10^{-19}$ C
Constante de Faraday	F	$= 9.64853399 \times 10^4$ C/mol
Constante de los gases	R	$= 0.082058205$ L-atm/mol-K
		$= 8.314472$ J/mol-K
Masa del electrón	m_e	$= 5.48579909 \times 10^{-4}$ uma
		$= 9.10938215 \times 10^{-31}$ kg
Masa del neutrón	m_n	$= 1.008664916$ uma
		$= 1.674927211 \times 10^{-27}$ kg
Masa del protón	m_p	$= 1.007276467$ uma
		$= 1.672621637 \times 10^{-27}$ kg
Pi	π	$= 3.1415927$
Constante de Planck	h	$= 6.62606896 \times 10^{-34}$ J-s
Velocidad de la luz	c	$= 2.99792458 \times 10^8$ m/s

*Las constantes fundamentales están listadas en el sitio web del National Institute of Standards and Technology: http://www.nist.gov/physlab/data/physicalconst.cfm

El enfoque por competencias en la educación superior se va adoptando paulatinamente en gran parte de las instituciones universitarias. Más allá de los esfuerzos que se realizan por ofrecer capacitación a los profesores, y del interés que ellos muestran en prepararse para este nuevo desafío, hacen falta apoyos para comprender esta forma diferente de guiar a los alumnos en el aprendizaje.

Química de Brown para cursos con enfoque por competencias ofrece las bases de la química moderna, apoyadas en una serie de nuevas metodologías e ideas sobre cómo enseñar química, sin perder las características relevantes que han distinguido a este libro. Cuenta con descripciones de estrategias de resolución de problemas y destaca muchas aplicaciones importantes de la química en la vida cotidiana. Los elementos gráficos se mejoraron para hacer accesible la química mediante la visualización de conceptos. La estructura del libro incorpora secciones específicas con elementos para el aprendizaje, tanto desde el punto de vista del campo de la química como desde el enfoque por competencias.

Entre las secciones que incluye la obra destacan:

- Competencias específicas y genéricas.
- **Organizador gráfico**, que muestra una visión global de los conceptos.
- **Ejemplo introductorio** en cada capítulo, con la aplicación de los conceptos que se van a tratar.
- **Desarrollo teórico de los contenidos**, apoyado en diferentes lecturas breves y secciones de trabajo para mejorar la comprensión conceptual.
- **Portafolios de evidencias** con una secuencia adecuada de ejercicios.
- **Preguntas de metacognición** con la finalidad de que el usuario reconozca cómo está logrando su aprendizaje.
- **Autoevaluación** al final de cada capítulo, la cual da a los estudiantes la oportunidad de identificar los aspectos que resuelve con facilidad, y aquellos que requieren mayor atención y estudio.

En todos los capítulos del libro, encontrará figuras o elementos gráficos acompañados de un código QR que, al leerse o escanearse con un dispositivo móvil, le permitirá ver en su pantalla la imagen a todo color. Se puede acceder a las mismas imágenes a color en el sitio Web:

www.pearsonenespañol.com/brown

ISBN 978-607-32-2339-3

Visítenos en:
www.pearsonenespañol.com